



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

UNIDAD DIDÁCTICA PARA PROMOVER CONCIENCIA AMBIENTAL EN ESTUDIANTES DE EDUCACIÓN MEDIA, ABORDANDO EL TEMA pH.

LIA MARIORY CHACÓN CASTAÑEDA

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, Colombia

2013

UNIDAD DIDÁCTICA PARA PROMOVER CONCIENCIA AMBIENTAL EN ESTUDIANTES DE EDUCACIÓN MEDIA, ABORDANDO EL TEMA pH.

LIA MARIORY CHACÓN CASTAÑEDA

Tesis o trabajo de investigación presentada(o) como requisito parcial para optar al título
de: **Maestra en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales**

Directora: LILIAM A. PALOMEQUE F.
Química, M.Sc., D.Sc.
Docente Departamento de Química

Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias
Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales
Bogotá, Colombia
2013

Dedicado a mis estudiantes, compañeros docentes, familiares, amistades y demás personas que me alentaron y apoyaron en el camino hasta alcanzar esta meta.

Agradecimientos

En primera instancia agradezco a Dios por acompañarme en cada uno de los proyectos que emprendo y en seguida a los docentes que orientaron la formación en esta maestría, pues aportaron de manera muy significativa a mi desarrollo profesional, de manera muy especial a la profesora LILIAM A. PALOMEQUE F. Química, M.Sc., D. Sc. Docente del Departamento de Química de la Universidad Nacional, por su acompañamiento, enseñanzas y asesoría durante el desarrollo de este trabajo de grado y a la profesora MARY RUTH GARCÍA CONDE Diplom-Biologin y Doktor. Rerum Nature Universidad de Hannover, Alemania. Docente del Departamento de Biología de la Universidad Nacional quien con su asesoría facilitó mejorar aspectos de la unidad didáctica propuesta.

Resumen

Este trabajo de grado se desarrolló teniendo en cuenta la población constituida por los estudiantes de educación media diversificada del Colegio INEM Francisco de Paula Santander, a la cual va dirigida. La revisión teórica está constituida por el marco epistemológico e histórico que se basa en el origen y desarrollo de los conceptos: acidez, basicidad y neutralización química y en aspectos relacionados con la enseñanza del concepto pH. Le sigue el marco didáctico, que presenta aspectos de las estrategias metodológicas: El Aprendizaje Basado en Problemas (ABP) y el Método de Casos, escogidas para la elaboración de la propuesta de la unidad didáctica; se incluyen las principales características de la estructura para las unidades didácticas.

Se presenta una unidad didáctica en la que se pueden distinguir dos partes; la primera que va dirigida de manera exclusiva al docente, en donde se hacen algunas sugerencias relacionadas con el uso de las guías de la unidad y al final se ubica la guía dirigida al estudiante. En esta segunda parte se integra el capítulo del marco disciplinar, en el cual se presenta una revisión teórica relacionada con el desarrollo del concepto de pH, su relación con las constantes de equilibrio y la determinación cualitativa y cuantitativa del mismo, mediante el uso de herramientas tecnológicas; además se relaciona el tema con la dinámica del ecosistema, destacando algunos aspectos como la importancia del agua, el equilibrio de los factores que interactúan en él y la contaminación. Se presentan las guías de la propuesta, con las que se busca promover en los estudiantes la conciencia ambiental y la responsabilidad frente a la conservación y sostenibilidad del entorno, a la vez, que adquieren conocimientos relacionados con el tema pH.

Palabras clave: ABP, Método de casos, pH, acidez, basicidad, neutralidad, Ecosistema, Conciencia Ambiental.

Abstract

This work was developed considering the population constituted of middle school students College: INEM Francisco de Paula Santander, to which it is addressed. The theoretical review consists of the epistemological and historical framework that is based on the origin and development of concepts: acidity, basicity and chemical neutralization and teaching aspects of the pH concept. It follows the didactic review, which presents aspects of the methodological approaches: Problem Based Learning (PBL) and Case Method Chosen for the preparation at proposal; main features of the structure for teaching units are included.

The learning unit has two parts; the first one is directed exclusively to teacher, where some suggestions regarding the use of the guides of the unit are showed. Student guide is located after. The disciplinary chapter it is a theoretical review related to the development of the concept of pH, their relationship with the equilibrium constants and the qualitative and quantitative determination. These topics are presented by the use of tools technology is presented. Further, there is a review about to ecosystem dynamics and highlighting of some aspects as the importance of water, the balance of factors that interact in it and pollution. These guides show how to promote students environmental awareness and responsibility towards the conservation and sustainability of the environment, at the same time, acquiring knowledge related to the pH issue.

Keywords: ABP, case method, pH, acidity, basicity, neutrality, Ecosystems, Environmental Awareness.

Contenido

	Pág.
Resumen.....	V
Lista de figuras.....	VIII
Lista de tablas y cuadros	IX
Introducción.....11....	10
...	11
1.MARCO EPISTEMOLÓGICO E HISTÓRICO.....	
1.1 Origen y desarrollo de los conceptos: acidez, basicidad y neutralización química.....	14
1.1.1 Teorías Acido- base	16
1.1.1 Teorías Acido- base	20
1.2 El concepto de pH.....	20
1.2.1 Origen y significado del concepto de pH.....	22
1.2.2 La escala de pH.....	
1.2.3 Métodos para determinar la acidez o basicidad de las disoluciones.....	24
1.2.4 Modificaciones y sugerencias para el uso de la ecuación y la escala de pH.....	27
1.2.4 Modificaciones y sugerencias para el uso de la ecuación y la escala de pH.....	32
1.3 La enseñanza de la química ambiental.....	34
2. MARCO DIDÁCTICO.....	
2.1 Opiniones sobre el uso de nuevas estrategias para la enseñanza de la química	34
2.1 Opiniones sobre el uso de nuevas estrategias para la enseñanza de la química	35
2.2 El aprendizaje basado en problemas (ABP) y el método de casos.....	35
2.2.1 Consideraciones generales acerca del ABP y el método de casos	40
2.2.2 Aspectos sobresalientes para aplicar ABP y el método de Casos	45
2.2.3 Estructura de las unidades didácticas.....	48
3. MARCO DISCIPLINAR	49
4. Recomendaciones.....	50
A. Anexo: UNIDAD DIDÁCTICA.....	52
Bibliografía.....	

Lista de figuras

	Pág.
Figura 1-1: Imagen de la reacción de neutralización con ácidos y bases de Lewis	21
Figura 1-2: Disociación del agua.	23
Figura 1-3: Escala de pH y pOH a diferentes concentraciones.....	26
Figura 1-4: pH metro. (Electrodo de vidrio).....	29
Figura 1-5: Escalas de pH: A. tradicional B. Sugerida para incluir disoluciones con pH menores a 0 y mayores a 14.....	31
Figura 2-1: Esquema del modelo guía para resolver problemas.....	44

Lista de tablas y cuadros

Pág.

Tabla 1-1: Tipos de disolución según la concentración de los iones $[H^+]$ y $[OH^-]$..	24
Cuadro 2-1: Problemas frecuentes que se presentan en el aula de clase durante los procesos de enseñanza y aprendizaje	41
Cuadro 2-2: Roles del profesor y estudiante en el ABP	43
Cuadro 2-3: Etapas o fases del proceso de aprendizaje en ABP.....	45
Cuadro 2-4: Actividades de la unidad didáctica, según Montoya & otros, (2009) y Campanario & Moya, (1999).....	47

Introducción

El desarrollo de conciencia ambiental es uno de los fundamentos de la educación en ciencias naturales y ambientales; sin embargo, debido a diversos factores relacionados con las dinámicas institucionales, la falta de estrategias adecuadas y de recursos pedagógicos que enriquezcan el ambiente del aula, se enseñan conceptos aislados del contexto al que pertenecen los estudiantes, razón por la cual se les dificulta establecer y comprender el papel de la ciencia y el desarrollo tecnológico en el entorno y no se desarrollan actitudes de responsabilidad hacia el medio ambiente.

El colegio INEM Francisco de Paula Santander, recibe influencia ambiental variada debido a su ubicación y contexto cultural y económico, esto facilita la recolección o toma de muestras para adelantar el proceso de exploración, toma e interpretación de datos de pH, que pueden usarse como indicador del impacto de la contaminación del ecosistema.

Por esta razón, se pretende diseñar una unidad didáctica que permita administrar y utilizar apropiadamente los recursos humanos, naturales, científicos y tecnológicos con los que se cuenta en la institución y promover el desarrollo de conciencia ambiental desde las aulas, a través de la integración del estudio teórico del concepto de pH, su utilidad en la comprensión de las modificaciones medioambientales del entorno escolar y la reflexión sobre la importancia que tiene la sostenibilidad del mismo.

La propuesta, está dirigida a estudiantes de educación media, grados: décimo y undécimo del colegio INEM Francisco de Paula Santander, ubicado en Bogotá en la Localidad 8 (Kennedy). La mayoría de la población pertenece a familias ubicadas en los estratos 1 y 2 (bajo y medio bajo); Algunas de ellas se encuentran en condición de desplazamiento. La localidad de Kennedy se considera como una de las más pobladas de Bogotá. La migración de la población y el desarrollo urbano ha traído consigo algunas problemáticas como por ejemplo: violencia, consumo de sustancias psicoactivas, entre otras, las cuales inciden en la población, especialmente en la escolar.

La institución dispone de una planta física que está cerca de la Central de Abastos CORABASTOS, está rodeada por avenidas y conjuntos residenciales, además está adyacente a un sector comercial; La institución tiene dos sedes: Sede A, allí están los estudiantes de educación básica y media vocacional (Grados 4°- 11°). Esta sede cuenta con la división del espacio físico en unidades (por áreas); cuenta con zonas verdes, un

pequeño lago, espacios en los que los estudiantes reciben las clases y desarrollan actividades de recreación, deporte y disfrute del tiempo libre. La sede se encuentra delimitada por mallas, las cuales permiten la vista y el contacto con el exterior. La sede B, tiene los estudiantes de educación básica primaria (Grados 0°- 3°).

El colegio INEM Francisco de Paula Santander, en su Proyecto Educativo Institucional (PEI), tiene establecida la Educación Diversificada que va desde Jardín a Grado 11°. Este tipo de educación deriva de las “Escuelas Comprensivas” propia de países como Alemania, Inglaterra, Rusia y Japón. La Educación Media Diversificada contempla criterios educativos como:

- a. el alumno como centro del proceso educativo.
- b. el plan de estudios como instrumento susceptible de permanente enriquecimiento y actualización, consonante con el avance de las ciencias los avances de la pedagogía y las necesidades de desarrollo nacional.

El estudiante tiene la posibilidad de integrar su personalidad y desarrollar su inteligencia a partir de las alternativas y herramientas que se ofrezcan en los planes de cada ciencia, para buscar soluciones a situaciones que le brinda el contexto.

La propuesta de Educación Media Diversificada, está conformada por diferentes modalidades, las cuales se encuentran distribuidas en dos grupos: Media Académica y Media Técnica, como se muestra en el Cuadro 1. El plan de estudios está distribuido en dos partes: Núcleo Común y Especialización enfocada a lo Técnico. Cada programa de modalidad tiene en el plan de estudio del núcleo común de formación básica, una asignación de 6 a 8 horas semanales para la asignatura de química, la cual se programa por semestre en cada año escolar (INEM Francisco de Paula Santander, 2010), los estudiantes que cursan educación media tienen edades entre 14 y 19 años.

Cuadro 1. Modalidades ofrecidas para la formación en educación media en el Colegio INEM Francisco de Paula Santander

Plan de Estudios para la Educación Media	<ol style="list-style-type: none"> 1. Núcleo Común: 30 h/sem. 2. Especialización enfocada a lo Técnico: 10 h/sem.
Parámetros que debe cumplir el plan de estudios para la Educación Media	<ol style="list-style-type: none"> a. Semestralización b. Máximo 7 asignaturas por semestre
Tipo de Formación	Modalidad
Media Académica	<ul style="list-style-type: none"> • Humanidades • Ciencias y Matemáticas • Artística • Ciencias de la salud

	<ul style="list-style-type: none"> • Gestión Social Comunitaria
Media técnica	<ul style="list-style-type: none"> • Química Industrial • Gestión Ambiental • Contabilidad y Finanzas • Asistencia en Análisis de la Información Administrativa • Diseño Industrial • Construcciones Civiles • Metalmecánica • Electricidad y Electrónica • Mecánica Automotriz • Educación Física, Recreación y Deporte

MARCO EPISTEMOLÓGICO E HISTÓRICO

1.1 Origen y desarrollo de los conceptos: acidez, basicidad y neutralización química

Los conceptos: ácido, base y neutralización han evolucionado de manera permanente, conservando los aportes que cada pensador o científico hizo en su momento. Los términos utilizados han servido como referentes para resaltar las características de las sustancias especialmente cuando conforman disoluciones. Los productos que hoy en día se conocen como ácidos y como bases han sido utilizados desde la antigüedad como lo manifiestan algunas recetas prácticas encontradas en papiros de la cultura helenística: En Estocolmo y en Leiden, por ejemplo, se utilizaban el vinagre y los zumos de frutas como disolventes de ciertos metales, también se conocían algunas sales como el cloruro de sodio (sal común), el carbonato de sodio, el sulfato de hierro, etc. (Jimenez & De Manuel, 2002). Por su parte, el concepto de ácido aparece en el manuscrito indio Rasarnava (1200 años A.C.) y las bases se referencian como álcalis en la obra de Abu Mansur Monafir (siglo X d.C.) ya que el más conocido (carbonato potásico) se extraía de las cenizas de la planta Kali. Sin embargo, en las tablas sumerias existen referencias antiguas de que las cenizas vegetales eran conocidas como Te-Gaz (Partington, 1945).

El término ácido está relacionado con el comienzo del uso de lenguaje científico que tiene orígenes en el periodo de la alquimia (siglo IV al XIII). Durante este periodo, los alquimistas europeos plantearon términos para referirse a los resultados de la labor experimental en procesos utilizados para comprobar las propiedades organolépticas de algunas sustancias químicas y preparar ácidos “espíritus o cuerpos volátiles” (gases) o “aceites” (líquidos) a partir de “vitriolos o cuerpos térreos”.

En el siglo XVII, en el periodo de la iatroquímica, Johann Rudolph Glauber (1604-1670) y Angelo Sala (1576-1637) comenzaron a hablar de la composición de las sales. Glauber al disolver metales en ácidos, hizo referencia a que las sales neutras tenían dos partes: una que corresponde al ácido y otra al metal o su tierra (óxido). Jean- Baptiste Van Helmont (1577-1640) y otros, asociaron el proceso de fermentación con la composición “ácido-alkalina” de compuestos biológicos propios de la digestión

humana. De esta manera, los jugos pancreáticos se relacionaron con la acidez y la bilis con la alcalinidad en cuyos excesos, se producía una neutralización.

Entre los siglos XVII y XVIII Johan J. Becher (1635-1682) hizo una primera clasificación de los ácidos de acuerdo con las tierras que los forman, así:

1. Ácido vitrílico (tierra vitrificable y agua),
2. Ácido flogístico (tierra flogística y agua)
3. Ácido marino (tierra mercurial y agua) (Chaparro & otros, 2006).

En el siglo XVII se desató una reflexión sobre la naturaleza de los ácidos, las bases y las sales la cual representó un intenso debate en el que se dieron dos posturas enfrentadas: los que afirmaban que el ácido era el agente único o universal y los que defendían el antagonismo entre ácido y álcali. En el mismo siglo (1672), Nicolás Lémery, definió la neutralización. Lémery retomó la idea de Heráclito de Éfeso (s.VI aC) acerca de la lucha de los opuestos para interpretar la armonía, aunque para conseguirla, no desaparecían los contrarios. Lémery expuso que «Las puntas de los ácidos son tan conformes, en figura y dimensiones, con los orificios de los álcalis, que los llenan exactamente, de tal modo que un nuevo ácido no encuentra ya ningún poro vacío que pueda detener su movimiento; este ácido actúa entonces con tanta violencia, que separa las unas de las otras partes integrantes en esos cuerpos, empuja unas de un lado, otras de otro y no deja de removerlas y agitarlas hasta que lo separa de ellas» de esta manera, la neutralización era la reacción entre los álcalis y los ácidos, en cuyos “poros penetran las púas de estos últimos, rompiéndose o embotándose y dando así origen a las sales neutras” (Taton, 1988).

En el siglo XVII; Etienne-Francois Geoffroy (1672-1731) y luego en el siglo XVIII Torbern Bergman (1735-1784), Benjamín Richter (1762-1807) y Ernst Gottfryed Fischer (1754-1831) se ordenaron las reacciones de sales neutras, de donde se deriva una Ley llamada de las Proporciones Recíprocas o Equivalentes; la ley indica que los ácidos y las bases se neutralizan mutuamente.

Desde la teoría corpuscular, Boyle, permitió dar una definición de las propiedades físicas y químicas; específicamente consideró que el comportamiento de los álcalis con respecto a los ácidos, se debía a su composición así: álcalis por partículas porosas y los ácidos por partículas puntiagudas, de cuyo tamaño y forma dependían las reacciones químicas; afirmó que el movimiento por su parte, alteraba la reacción química provocando un cambio en las propiedades. Los aportes realizados por Boyle a la definición de los ácidos por su efervescencia en contacto con los álcalis o viceversa, alentó a que en el siglo XVIII se entendiera la neutralización como la reacción entre un ácido y una base para formar una sal. El uso de este término se aplicó tanto a las soluciones acuosas, como al proceso de la fabricación de vidrios donde reaccionaban tierras ácidas con otras básicas a altas temperaturas. En el siglo XVIII, con la aparición de la química inorgánica, la práctica reafirmó esta teoría y Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) planteó un modelo de tablas de relación donde presentaba los elementos o sustancias simples como componentes principales de numerosos compuestos así:

- Primer grupo:
 - El calórico: estado físico de los cuerpos
 - Oxígeno: fuente de la acidez
 - Hidrógeno: formador del agua
 - Nitrógeno: principio de la alcalinidad.
- Segundo grupo: elementos que al oxidarse daban ácidos.
- Tercer grupo: metales y tierras pendientes de estudio.

En el primer diccionario de química publicado por Macquer en 1766, aparece la siguiente definición de los álcalis: “sustancias que “vuelven verde el jarabe de violetas”. Y a mediados del siglo XVIII, el químico francés Rouelle, propuso el término: base, pues la consideró como lo fundamental para la formación de las sales, al combinarse con los ácidos.

A partir de 1803, también comenzó a trabajar la idea de equilibrio químico, concebida y desarrollada por Claude Louis Berthollet, quien encontró que había reacciones químicas con comportamiento reversible. Humphry Davy, en 1811, encontró de manera experimental, que el ácido muriático (ácido clorhídrico) no contenía oxígeno y en 1814 publicó “la acidez no depende de una sustancia elemental particular, sino de una ordenación peculiar de varias sustancias”. Desde ese momento, se asoció la acidez de una sustancia con la presencia del ión hidrógeno (H^+) y no con el oxígeno, convirtiéndose esta teoría en el nuevo campo de los conceptos: ácido y base.

M. Faraday (1791-1867) estudió la disociación de los ácidos, las bases y las sales en partículas cargadas y concluyó que estas sustancias son electrolitos, los que a su vez se pueden clasificar como: “*fuertes*, cuando la corriente eléctrica pasa fácilmente a través de ellos y *débiles* cuando se le dificulta hacerlo.” Justin Vog Liebig (1803-1873) fue un científico que se encargó principalmente del estudio de los ácidos orgánicos y pudo definir de forma empírica que los ácidos poseen un hidrógeno que puede ser sustituido por un metal y las bases eran los compuestos que neutralizaban a los ácidos dando sales. Estos conceptos perduraron varios años, hasta el aporte que hizo Arrhenius. Posteriormente Henry Louis Le Chatelier, planteó la teoría del equilibrio químico y los fenómenos de disociación en disolución también fueron abordados entre 1898 y 1899.

1.1.1 Teorías Acido- base

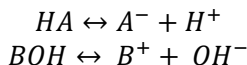
En el siglo XIX, Alexander Williamson (1824-1904) clasificó algunos compuestos orgánicos con base en series homólogas, y de allí derivó una clasificación de ácidos y sales (Rodgers.S, 1995). Posteriormente se habló de los términos ácidos y bases para explicar que existen dos extremos que marcan el comportamiento de las sustancias en solución. Varios científicos plantearon sus teorías.

- Teoría de Arrhenius

La teoría de la ionización propuesta por Svante **Arrhenius** en 1884, permitió establecer una escala absoluta de clasificación de las sustancias en: **ácidas, neutras o básicas**. En esta teoría se resaltó que existen compuestos que en disolución conducen la corriente eléctrica, debido a que se disocian liberando iones positivos (cationes) y negativos (aniones); el grado de disociación aumenta a medida que la disolución se diluye. Observó el comportamiento de los ácidos típicos, y concluyó que **un ácido** es un compuesto que en disolución acuosa produce protones (H^+) mientras que las **bases** son sustancias que en medio acuoso se disocian dando iones hidroxilo (OH^-). A estos componentes los llamó electrolitos; y estos los subdividió en: *Electrolitos fuertes*: sustancias que se disocian completamente, por ejemplo las sales, ácidos inorgánicos como HCl , HNO_3 y bases como KOH , $Ca(OH)_2$ y *Electrolitos débiles*: sustancias que tienen un grado de disociación muy bajo, entre ellos, ácidos orgánicos como CH_3COOH y H_2CO_3 .

Para la formación de sales, el hidrógeno del ácido podría reemplazarse por un metal o un radical positivo, mientras que en las bases los iones hidroxilo son reemplazados por aniones o radicales negativos.

Los siguientes equilibrios que implican sustancias hipotéticas, representan la teoría planteada por Arrhenius:



Arrhenius, definió la neutralización como la unión de los protones cedidos por el ácido con los hidroxilos cedidos por la base, para producir agua.



De esta manera un exceso de base (OH^-) otorga a la solución un carácter básico mientras que un exceso de iones H^+ , no neutralizado, le confiere carácter ácido.

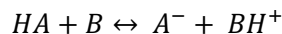
Según esta teoría de la disociación iónica de electrolitos, se entiende que las sustancias se disocian total o parcialmente en iones cargados eléctricamente de manera tal que la carga total de los iones positivos es igual a la de los iones negativos y la disolución en conjunto es neutra.

Es importante resaltar que el ión H^+ se presenta siempre hidratado es decir como H_3O^+ . La teoría es válida para soluciones acuosas y por su fácil comprensión es muy utilizada aún, pero resulta insuficiente para explicar el comportamiento de sustancias que sin contener en su estructura grupos OH^- , se comportan como bases (Fernández, 2012).

- Teoría de Bronsted- Lowry

En 1923, Johannes Nicolaus **Bronsted** y Thomas Martin **Lowry**, consideraron que los ácidos o bases pueden ser sustancias iónicas o moleculares; además plantearon que no había una clasificación absoluta de acidez, neutralidad o basicidad.

La reacción ácido- base según esta teoría recibe el nombre de: Transferencia de protones y se puede resumir en la siguiente ecuación, con sustancias hipotéticas:



Las nuevas definiciones, según esta teoría, fueron:

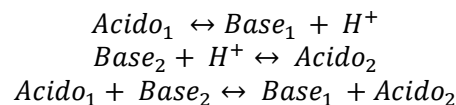
Ácido: es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula.

Base: es una sustancia capaz de aceptar uno o más protones de otra molécula.

Neutralización: es la transferencia de un protón de un ácido a una base en cualquier disolvente.

Estas definiciones se aplican sin tener en cuenta el medio disolvente de las sustancias que ceden o reciben protones; pero se tiene en cuenta que la sustancia utilizada como disolvente interviene en la reacción, ya que este cede o capta electrones; entonces, la sustancia disuelta se comporta como ácido o como base dependiendo del comportamiento del disolvente. Si el disolvente acepta protones entonces el soluto es un **ácido** y si cede protones entonces el soluto es una **base**. La teoría no se refiere a la formación de sal y agua como la de Arrhenius, sino a la formación de **ácidos conjugados** y **bases conjugadas**, producidas por la transferencia de un protón del ácido a la base.

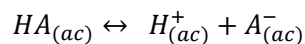
Según Bronsted - Lowry a todo ácido le corresponde una base conjugada con la que está en equilibrio y toda base tiene su ácido conjugado. La reacción puede proceder en cualquier dirección hacia la derecha o la izquierda, en cada caso, el ácido dona un protón a la base. Así:



La base conjugada ($Base_1$) Es el ion o molécula que queda después de que el ácido ha perdido un protón. Y el **ácido conjugado** ($Acido_2$), es la especie creada cuando la base acepta el protón.

A partir de la teoría de Bronsted- Lowry se empezaron a utilizar los términos **fuerte** y **débil**, tanto para los ácidos, como para las bases.

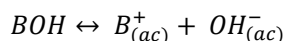
Ácido fuerte: Es la sustancia que se disocia totalmente en disolución, es decir libera protones H^+ .



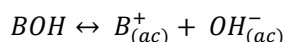
Ácido débil: Es aquel que no está totalmente disociado en una disolución acuosa. Aporta iones H^+ al medio, pero también es capaz de aceptarlos.



Base fuerte: Sustancia que cuando es disuelta en agua aporta iones OH^- al medio.



Base débil: Sustancia que se encuentra parcialmente disociada en una disolución acuosa.



▪ Teoría de Lewis

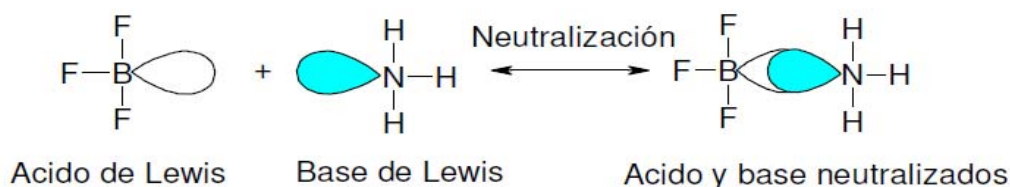
En 1903 el químico norteamericano Gilbert Newton **Lewis**, formuló la teoría del par electrónico ácido-base con lo que daba explicación del comportamiento de algunas sustancias como ácidos aunque no tuvieran átomos de hidrógeno. Las definiciones según esta teoría son:

Un **ácido** es una sustancia que tiene un orbital atómico o molecular vacío aceptor de un par de electrones.

Una **base** es la sustancia que tiene un átomo que puede ceder un par de electrones (Rodgers.S, 1995).

La **neutralización**: se da cuando se forma un enlace coordinado o dativo, que es el que se presenta cuando dos átomos comparten un par de electrones, pero este par procede sólo de uno de los átomos. La clasificación de la sustancia, siempre dependerá de las sustancias con las que se compare (Norby, 2000). La figura 1-1, Muestra una ecuación donde se ilustran los conceptos de la teoría de Lewis.

Figura 1-1: Imagen de la reacción de neutralización con ácidos y bases de Lewis



Tomada de Fernández P. Equilibrio Ácido base.

Actualmente, las teorías se utilizan de acuerdo con la facilidad que presentan para la explicación de las reacciones ácido-base. Por ejemplo en química analítica inorgánica la

teoría más utilizada es la de Bronsted - Lowry, y en química orgánica, debido a que los compuestos orgánicos tienen enlaces covalentes, es más útil la teoría de Lewis.

- Teoría de Lux y Flood

En 1939, **Lux** y **Flood** basados en procesos de transferencia de iones, definieron los **ácidos** como sustancias capaces de aceptar iones óxido (O^{2-}) y las **bases** como sustancias que pueden ceder estos iones.

- Teoría de Usanovich

Usanovich, en 1939, teniendo en cuenta los procesos de transferencia de protones, de iones, y de electrones, propuso una teoría en la que se incluyen todos los procesos ácido-base posibles: transferencia de protones, de otros iones (los del disolvente, iones óxido, iones hidroxilo, etc.) o de electrones. Él indicó que: las **bases** al reaccionar con los ácidos producen electrones o aniones o que pueden combinarse con cationes. Lo mismo sucede con los **ácidos** que producen cationes o pueden unirse con los electrones o los aniones (McCarty & Vitz, 2006).

- Teoría de Pearson - Parr

En 1963 **Pearson** y **Parr**, formularon la teoría cualitativa denominada ácidos y bases duros y blandos (**HSAB**), con la finalidad de unificar los conceptos de reactividad en química inorgánica y orgánica. El término **duro** se aplica a sustancias químicas, que tienen estados de oxidación altos y son débilmente polarizables; mientras que **blando** se ajusta a sustancias químicas, con estados de oxidación bajos y que son fuertemente polarizables. Según estos preceptos los ácidos y las bases interactúan de tal forma que las interacciones más estables son duro-duro y blando-blando (Pearson, 1963).

1.2 El concepto de pH

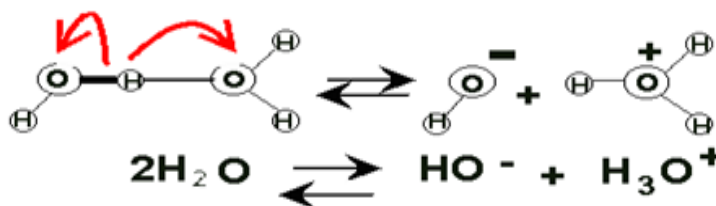
1.2.1 Origen y significado del concepto de pH

En 1909, el Dr. Søren Sørensen director de química en Carlsberg, creó una herramienta vital de diagnóstico para medir acidez. Adelantó una investigación pionera en proteínas, aminoácidos y enzimas y con ella progresó en la detección de desórdenes digestivos, respiratorios y metabólicos, lo que hoy constituye la base de la química de proteínas. Él observó que las enzimas que aceleraban reacciones bioquímicas trabajaban adecuadamente en ambientes con cierto pH y pobremente en ambientes con otro pH. Por ejemplo, la pepsina: compuesto en los jugos gástricos, es compatible con ácidos, pero la lipasa que se encuentra en el páncreas, requiere alcalinidad. Los valores de pH

para la sangre humana oscilan entre 7,35 y 7,45 (punto neutro de la escala). Los niveles mayores o menores que el pH sanguíneo ayudan a diagnosticar problemas metabólicos y respiratorios. La acidez indica problemas pulmonares o en riñones. La alcalinidad puede significar deshidratación o problemas en el hígado.

Para 1890, el químico Wilhelm Ostwald había inventado un equipo de conductividad eléctrica para medir la cantidad de iones H^+ en una solución; Sørensen logró expresar esas mediciones en una elegante fórmula y colocar los resultados en una escala. El término pH, proviene del latín *Pondus Hydrogenii* que significa potencial de hidrógeno. El término fue útil para los descubrimientos del siglo XIX y para reforzar la afirmación de que los ácidos liberan iones H^+ en solución acuosa mientras que los compuestos alcalinos se combinan con los iones H^+ (Hanna Chile, 2004). El pH se estudia a partir de la ecuación de la constante de disociación del agua en iones H^+ y OH^- (Ver Figura 1-2) y esta disociación constituye el equilibrio ácido-base más sencillo:

Figura 1-2: Disociación del agua.



Agua molecular ($2 H_2O$)= protones hidratados (H_3O^+) e iones hidroxilo (OH^-).

Tomado de:

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/manuales/materiales_tic/biomoleculas/agua/agua11.gif

Por estequiometría de la reacción $[H_3O^+] = [OH^-]$. La reacción pone de manifiesto que el agua puede actuar como una **base: ganando protones**, para convertirse en H_3O^+ y simultáneamente, puede actuar como **un ácido: cediendo protones** a otra molécula de agua para convertirse en OH^- es decir, el agua, es una sustancia anfótera. El equilibrio de la disociación del agua tiene la siguiente ecuación (Ver Ecuación (1.1))

$$K_w = \frac{[OH^-][H^+]}{[H_2O]} \quad (1.1)$$

La concentración de iones de hidrógeno se determinó midiendo la corriente generada en una celda electroquímica cuando los iones emigran a los electrodos de carga opuesta. La disociación del agua en los iones componentes es muy baja: 0.0000001 Molar (1×10^{-7}). Por tanto se estableció que la constante de disociación del agua tomada a $25^\circ C$ (Ver Ecuación (1.2))

$$K_w = [H^+] * [OH^-] = 1 * 10^{-14} \quad (1.2)$$

Como en el agua pura la concentración de hidrogeniones y de hidroxilos es la misma, significa que la concentración de hidrogeniones es de 1×10^{-7} igual que la de iones hidroxilo. (Ver Ecuaciones (1.3) y (1.4)).

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \quad (1.3)$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \quad (1.4)$$

Para simplificar los cálculos Sørensen en 1909, ideó expresar dichas concentraciones utilizando logaritmos. Junto con Linderstorm - Lang propusieron una nueva definición del pH así: **El pH corresponde al logaritmo negativo de la actividad del ión hidrógeno.** La ecuación utilizada actualmente es:

$$pH = -\log ({}_yH_mH) \quad (1.5)$$

Donde ${}_yH$ es el coeficiente de actividad iónica particular del ión hidrógeno y ${}_mH$ es la molalidad del ión hidrógeno. El pH es definido en términos de la actividad del ión hidrógeno como:

$$pH = -\log 10 {}_aH \quad \text{ó} \quad 10 - pH = {}_aH \quad (1.6)$$

La actividad es la concentración efectiva del ión hidrógeno que está en solución.

1.2.2 La escala de pH.

Sørensen inventó la escala de pH. Con ella se pueden interpretar los valores obtenidos entre 0 y 14. Según lo anterior, las disoluciones pueden clasificarse en ácidas, básicas o neutras, como aparece en la tabla 1-1 y en la figura 1-3.

Tabla 1-1: Tipos de disolución según la concentración de los iones $[H^+]$ y $[OH^-]$

Tipo de disolución	$[H^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
Neutra	10^{-7}	7	10^{-7}	7
Ácida	$[H^+] > [OH^-]$	< 7	$[OH^-] < [H^+]$	> 7
Básica o alcalina	$[OH^-] > [H^+]$	> 7	$[H^+] < [OH^-]$	< 7

1.2.3 Métodos para determinar la acidez o basicidad de las disoluciones

El valor del pH puede medirse con sistemas de medición electroquímicos, tiras de prueba, y utilizando indicadores de los cuales se conoce el rango de variación de color.

■

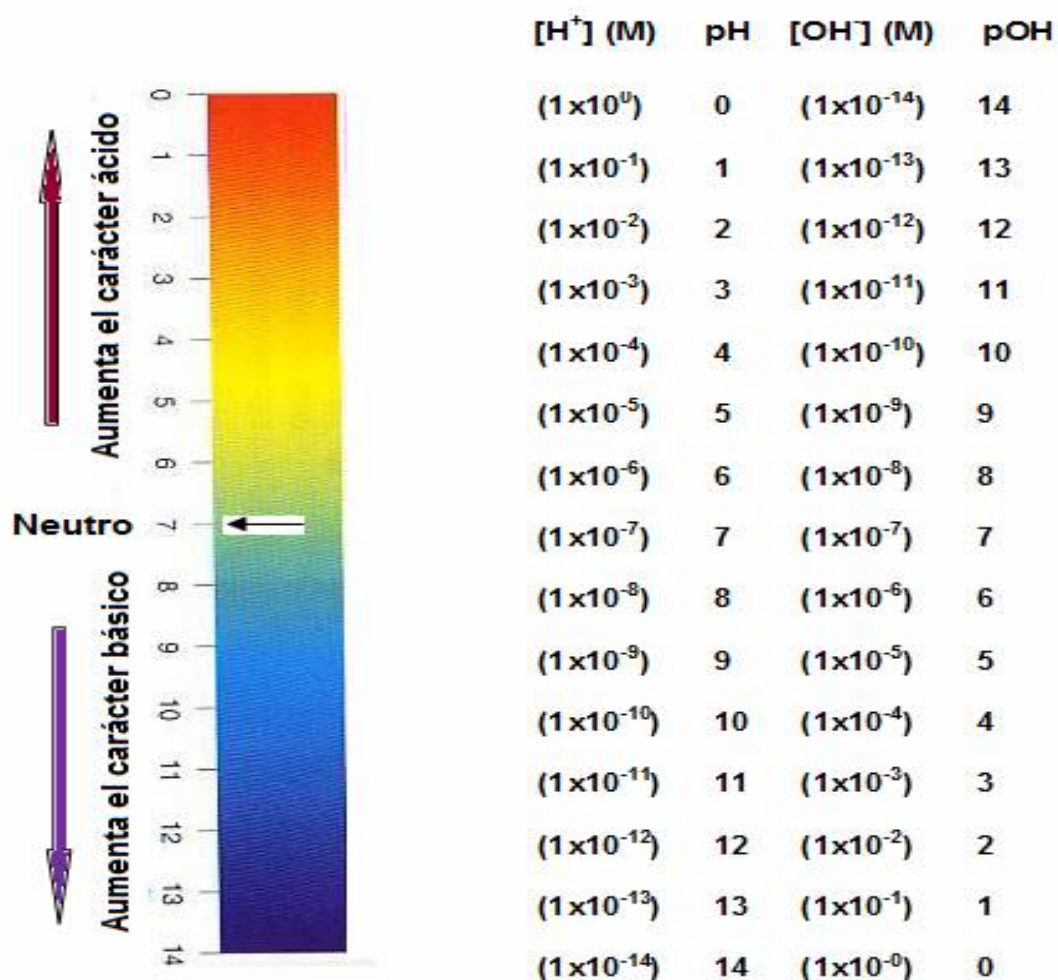
- **Método consistente en comparar los colores de las muestras y un conjunto preseleccionado de indicadores** (Human touch of chemistry, 2012).

En la antigüedad ya se sabía que muchas sustancias se podían diferenciar de acuerdo a sus características físicas y químicas, como por ejemplo su sabor, texturas y su comportamiento frente a otras sustancias. Muchas de las sustancias ácidas y básicas se conocieron y diferenciaron usando los sentidos de los experimentadores y ayudantes. El inconveniente radicaba en que muchas personas murieron al ingerir o manipular estas sustancias, debido a la toxicidad de algunas de ellas. Para evitar estas muertes, surgieron los indicadores ácido-base; sustancias que adquieren una determinada coloración frente a un medio ácido y otro frente a un medio básico.

El término tornasol, se conocía desde Plinio (I d.C.) y Dioscórides, aunque extraído de determinadas plantas (heliotropo). Como colorante aparece mencionado en el “Art of Drawing”, de Peachan, publicado en 1606. El litmus, o litmose, aparece en uso desde 1518, derivado de lit (color) y mose (aplicado a determinado tipo de plantas), por lo que vendría a ser un colorante extraído de plantas, como lo es en realidad (Partington, 1945), (Leicester, 1967).

Robert Boyle, asignó propiedades a los ácidos y a las bases, para lo que tuvo en cuenta fenómenos observables como: ser corrosivos, disolver metales, reaccionar con ácidos o con bases, variación del color de las disoluciones ácidas o básicas cuando se usan indicadores, etc. En 1664, escribió “The Experimental History of Colours” y desde entonces se reconocen los ácidos y bases gracias a través de los cambios de color de extractos de plantas. El cambio de color del jarabe de violetas, sirvió para indicar la presencia de un ácido; en ese momento nacieron los indicadores químicos.

Figura 1-3: Escala de pH y pOH a diferentes concentraciones



Tomado de:

http://prepa8.unam.mx/academia/colegios/quimica/infocab/unidad226_clip_image002_0007.jpg

En 1671, Duclós llamó "turnesol" (litmus), a un indicador extraído de líquenes. Más o menos cien años después James Watt, inventor de la máquina de vapor y nominador del caballo de vapor como unidad de potencia, descubrió que la lombarda (col roja) es uno de los mejores indicadores (Heurema, 2012).

Torbern Bergmann (1735-1784), estudió el poder que tienen los ácidos de cambiar el color de algunos vegetales de azul a rojo y la existencia de una sustancia "aire fijado", hoy conocida como ácido carbónico, que al mezclarse con el agua producía un sabor ácido, por lo cual la clasificó con el mismo nombre. Adicionalmente, fue el primero en utilizar el símbolo (+) para los ácidos y el símbolo (-) para los álcalis en las fórmulas químicas (Leicester, 1967).

En 1859, el francés Verguin, había obtenido la fuchina², oxidando por casualidad la anilina con cloruro de estaño (IV), que también fue obtenida por Hofmann, poco después. Este compuesto sería el punto de partida de otros indicadores con estructura de trifenilmetano, como el violeta de metilo, verde de metilo, el verde brillante, el verde malaquita etc.; caracterizados todos por tonalidades fuertes y brillantes a distintos pH.

A partir de 1868, se empezaron a sintetizar los productos naturales que se habían utilizado como indicadores ácido-base. El primer indicador en ser sintetizado fue la fenolftaleína¹, conseguida por Baeyer, fue preparada en 1871, condensando el anhídrido del ácido ftálico (ortobencenodicarboxílico) con fenol. A partir de la fenolftaleína salieron otros muchos indicadores, potenciando los cambios de color al introducir derivados sulfonados y bromados, estudiados por Lubs y Clark a partir de 1915. Así aparecieron el rojo fenol, el azul de timol, la timolftaleína, el azul de bromotimol, azul de bromofenol y el cresol entre otros. Otra ruta de síntesis de indicadores fue de los colorantes azoicos, que dio lugar al naranja de metilo, propuesto por Lunge en 1878. El segundo indicador ácido-base de este tipo en ser empleado, fue el rojo Congo 3, sintetizado por Böttiger en 1884. Después se usarían el rojo de metilo, introducido por Rupp y Loose en 1908, amarillo de alizarina.

Myers, cuando cita a Kolthoff (Myers, 2009) resalta su afirmación de que al inicio se utilizaban las tablas de color de indicadores pero sin establecer la relación con el pH. En 1908, la ionización de las constantes de indicadores tales como naranja de metilo y fenolftaleína eran determinadas con tampones de fosfato por el uso del colorímetro.

Ya que el verdadero propósito de la obra de Sørensen fue establecer el uso de tampones estandarizados en Bioquímica y no había suficientes indicadores disponibles, en 1909 introdujo la escala con la notación pH y describió dos métodos para medir los niveles de ácidos en las sustancias:

1. Probó con 20 soluciones tampón el cambio de color. De esta forma los colores de los testigos fueron el principal método para la determinación de pH durante muchos años. Es necesario mencionar que no se podría utilizar soluciones con color.
2. Método basado en electrodos.

▪ **Método basado en electrodos**

Este último método, surge luego de la revisión de la escala en 1924, se aceptó que podía utilizarse para la medición del potencial un electrodo de referencia. Beckman, en 1934, se basó en las propiedades del vidrio descubiertas antes de 1909 y utilizó tubos de vacío adaptados para tener una alta resistencia de entrada, obteniendo el primer electrodo de vidrio comercial llamado **pHmetro**; el cual se usa para determinar los valores de pH y es considerado como la base de la instrumentación en la industria química moderna (Leicester, 1967).

El medidor de pH es un instrumento de uso común en cualquier campo de la ciencia relacionado con disoluciones acuosas; mide la concentración de iones H^+ utilizando un electrodo sensible a estos iones, permite realizar mediciones de la acidez, siempre que el mismo sea utilizado de forma cuidadosa y se ajuste a procedimientos comprobados.

Un electrodo de pH es generalmente un electrodo combinado en el cual se encuentra integrado a un electrodo de referencia y un electrodo de vidrio, en una misma sonda. La parte inferior de la sonda termina en un bulbo redondo de vidrio delgado. El tubo interior contiene cloruro de potasio (KCl) saturado, invariable y una solución 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl). También dentro del tubo interior, está el extremo del cátodo del electrodo de referencia. El extremo anódico se envuelve así mismo en el exterior del tubo interno y termina con el mismo tipo de electrodo de referencia como el del tubo interno. Ambos tubos contienen una solución de referencia, pero únicamente el tubo exterior tiene contacto con la solución del lado externo de electrodo de pH, a través de un tapón poroso que actúa como un puente salino (ver Figura 1-4) (Corredor, 2011).

Cuando se utiliza el pH-metro, se puede establecer una relación entre actividad y concentración debido a que el electrodo de vidrio es sensible a la actividad del ión hidrógeno a_{H^+} ; debido a que la concentración real o efectiva de un soluto puede no ser la que se espera, tomando en cuenta la que originalmente se encuentra disuelta en una disolución. Los factores que influyen la actividad y su definición son de gran importancia. La actividad del ión hidrógeno puede ser definida por su relación con la concentración molal (m_{H^+}), y el coeficiente de actividad (γ_{H^+}): $a_{H^+} = \gamma_{H^+} m_{H^+}$.

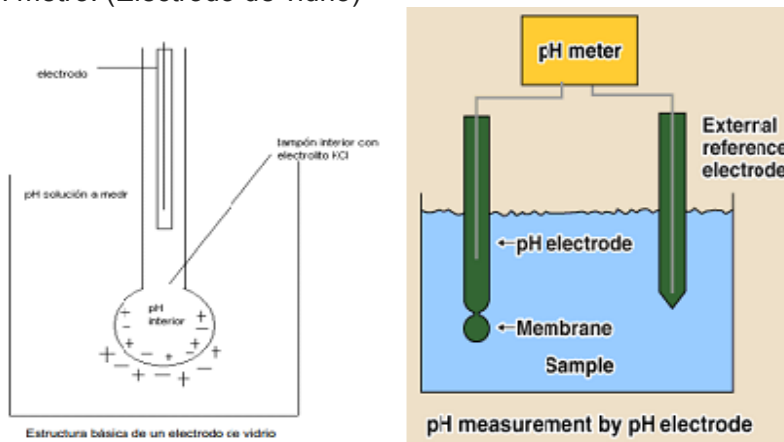
Si el coeficiente de actividad (γ_{H^+}) es la unidad, entonces la actividad es igual a la concentración. Por tanto, el pH queda definido como:

$$pH = -\log a_{H^+}$$

Esto es cercano en el caso de soluciones diluidas, donde la fuerza iónica es baja. Debido a que el objetivo de la mayoría de las mediciones de pH es tener una lectura estable y reproducible la cual pueda ser correlacionada a los resultados de un proceso, es importante conocer las influencias del coeficiente de actividad y por lo tanto de la medición de pH.

Los factores que afectan el coeficiente de actividad son: la temperatura (T), la fuerza iónica (I), la constante dieléctrica (ϵ), la carga del ión (Z_i), el tamaño del ión en Angstroms(A), y la densidad del solvente(d). Todos estos factores son característicos de la solución, y relacionan la actividad a la concentración por dos efectos principales:

- El primero, es el designado efecto de la sal como $\gamma_x H^+$.
- El segundo efecto es el efecto del medio el cual es designado como $\log \gamma_m H^+$. Este efecto relaciona la influencia que el solvente tendrá en la actividad del ión hidrógeno. De las interacciones químicas y electrostáticas entre el ión y el solvente, la principal es la solvatación.

Figura 1-4: pH metro. (Electrodo de vidrio)

Imágenes tomadas de: *Manual De Funcionamiento Y Mantenimiento Del Medidor De pH.*
Y www.ehu.es/biomoleculas/ph/jpg/ph_sensor2.gif

Con frecuencia se utiliza un buffer en solución acuosa para calibrar el sistema de medición de pH. Si la medición es hecha en una muestra no acuosa, la correlación entre la actividad del ión hidrógeno en un estándar acuoso y la actividad en una muestra no acuosa no es válida. Sin embargo, si el valor de pH obtenido es estable y puede ser relacionado con algunos resultados, la actividad del ión hidrógeno no necesita ser conocida.

La actividad está relacionada con la concentración a través del efecto de la sal y el efecto del solvente. La medición de la actividad con el electrodo de vidrio, se influencia principalmente por la fuerza iónica, la temperatura y el solvente. Esto significa que la composición de la muestra y las condiciones deben ser establecidas cuando se determine el pH, por si otra persona va a reproducir los resultados o si se va a comparar el valor de pH, debido a que esta medida es válida únicamente a una temperatura particular, a una fuerza iónica y un solvente dado. El valor relativo de pH puede ser usado como un referente para alterar el proceso o para proceder en alguna manera correctiva si el valor de pH cambia dramáticamente (Hanna Chile, 2004).

1.2.4 Modificaciones y sugerencias para el uso de la ecuación y la escala de pH.

Desde que Sørensen formuló la ecuación para calcular el pH de las sustancias se han hecho algunas observaciones de aspectos relacionados con la misma y que pueden influir en la comprensión del concepto, como por ejemplo:

- **La correcta escritura y el significado de la *p* como abreviatura antes de la H de pH.**

Myers en su artículo "One Hundred years of the pH" (Myers, 2009), hace un recorrido rápido sobre aspectos que se han revisado relacionados con la escritura de la ecuación de pH. Luego de que Sørensen la propusiera, la ecuación de pH tuvo variaciones durante los diez primeros años, pero finalmente se estandarizó el uso a partir de las publicaciones en el Journal of Biological Chemistry.

En cuanto al significado de la *p*, debido a que no hubo registros de Sørensen, han propuesto algunos significados así:

- La **p** significa exposant o puissance, ya que el idioma utilizado en el laboratorio de Carlsberg era el francés. Pero actualmente la propia Fundación Carlsberg, que ahora opera el laboratorio, tiene una página Web que indica que el **pH** representa "el poder de hidrógeno".
- La *p* proviene del latín *pondus Hydrogenii*, que significa poder de hidrógeno, aunque en la actualidad no resulta muy lógico este uso.
- Norby (Norby, 2000), supuso que Sørensen utilizó las letras **p** y **q** como símbolos de uso tradicional en lenguaje matemático para designar las concentraciones de las celdas de los electrodos de hidrógeno. La solución **q** en su aparato era la solución de referencia y la solución que contiene el desconocido de iones de hidrógeno concentración fue designado como la solución **p**.
- En la actualidad se piensa que la **p** representa **el operador -Log₁₀**, utilizado por Sørensen al plantear la ecuación para pH. Lo que indica entonces la **p** es la actividad del ión **[H⁺]** en la disolución. Tiene el mismo significado cuando se utiliza para calcular pOH, pKa, pKw, y así sucesivamente.

- **Conveniencia del signo igual a (=), idéntico a (≡) ó el de casi igual a (≈) en la ecuación.**

Se ha venido trabajando en el uso del símbolo para la ecuación del pH, habitualmente se utiliza el igual a (=) así: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, sin embargo en algunos textos, se observa el uso del símbolo idéntico a: $\text{pH} \equiv -\log [\text{H}^+]$, pero dados los estudios y hallazgos en los valores de pH a nivel experimental, se sugiere utilizar el símbolo casi igual a (≈) para mostrar la ecuación.

La mejor forma de expresar la ecuación de pH sería: **$\text{pH} \approx -\log [\text{H}^+]$** dado que por pruebas experimentales con mezclas de disoluciones de pH diferente se ha mostrado que la acidez no alcanza un valor exacto sino aproximado, debido a que las disoluciones se ven afectadas no solo en la concentración sino en otras características (actividades) como la velocidad de reacción, el equilibrio debido a la formación de precipitados durante la reacción, la salinidad del electrodo entre otras (McCarty & Vitz, 2006).

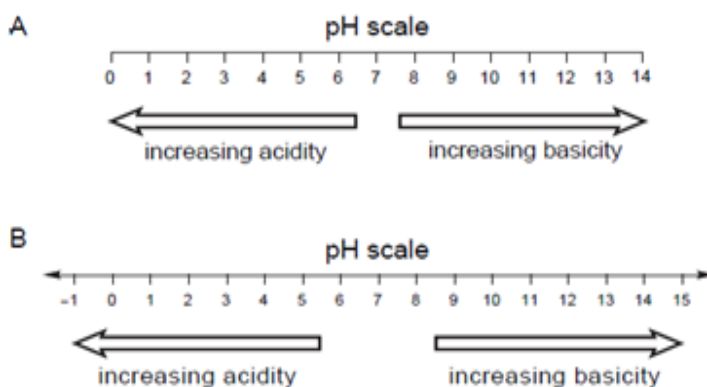
▪ Representación grafica de la escala.

Teniendo en cuenta el contenido del artículo “*Do pH in Your Head*” publicado en Journal of Chemical Education (Addison, 1999), la medida de pH indica la acidez o la alcalinidad de una sustancia en disolución; utiliza una escala logarítmica que tradicionalmente marca valores que van de 0 a 14.

$$pH = -\log_{10} H_3O^+_{(ac)}$$

La figura 1-5 muestra la escala gráfica que corresponde a la ecuación logarítmica de pH. La figura 5A muestra la gráfica utilizada habitualmente, la cual corresponde a un intervalo cerrado entre cero y catorce y la figura 5B muestra la gráfica un intervalo abierto. Se ha comprobado que hay soluciones, incluso algunas de origen natural, con valores de pH por debajo y por encima de este rango, los valores negativos de pH son posibles aunque difíciles de medir experimentalmente.

Figura 1-5: Escalas de pH: A. tradicional B. Sugerida para incluir disoluciones con pH menores a 0 y mayores a 14



Tomado de: *Do pH in Your Head*.

Por esta razón se hace necesario hacer ajustes relacionados con la representación de la escala. Algunos ejemplos son:

- Disoluciones comerciales: una solución concentrada de HCl disponible comercialmente (37% en masa) tiene un $pH \approx -1,1$, mientras que una solución saturada de NaOH tiene un $pH \approx 15,0$.
- Disoluciones disponibles en la naturaleza: Se encuentran lugares con pH negativos como las aguas termales cerca de volcán Ebeko ubicado en las islas de Kuril (Rusia), que contienen naturalmente HCl y H_2SO_4 , el pH estimado ha dado valores tan bajos como -1.7 y las aguas de la Richmond Mine en Iron Mountain, ubicada en el norte de California, tiene $pH = -3.6$.

Por tanto una forma de corregir y disminuir el error durante la enseñanza del concepto es utilizar la escala que aparece en la figura 5B.

1.3 La enseñanza de la química ambiental

La enseñanza de la química desde sus inicios ha sido considerada parte de la respuesta a la necesidad de tener conocimientos relacionados con la producción de sustancias para abastecer la demanda del mercado. Sin embargo en la actualidad se hace necesario utilizar estos conocimientos para identificar aspectos de alerta que permitan proponer estrategias para utilizar mejor los recursos del medio y controlar la contaminación o impacto negativo en el entorno.

La enseñanza de las ciencias en el siglo XIX se refería a la observación directa de los hechos, entendidos como fenómenos sujetos a leyes naturales invariables y el papel del educador era suministrar un conocimiento acabado a los estudiantes. En 1860 la intención de introducir en la escuela conocimiento profesional de la época no era inapropiada. Desde 1863, se introdujo en el currículo Holandés la química como una materia de enseñanza, debido a que a mediados del siglo XIX habían comenzado a surgir industrias químicas tanto en Europa como en Norteamérica; la enseñanza de esta materia se convirtió en una estrategia para disminuir los costos en la producción de algunos productos químicos, incluidos el ácido sulfúrico, el hidróxido de sodio, el cloro, varios pigmentos basados en la anilina y otros compuestos, los cuales aparecieron en el mercado mundial o comenzaron a ser producidos en escala masiva.

Esta estrategia funcionó para los Países Bajos, que aunque no eran parte de los países pioneros en la industria química, tenían una amplia tradición en comercio internacional y el gobierno determinó que una “experticia” era necesaria para analizar tales productos industriales, para ser capaces de comprarlos y venderlos adecuadamente. Se esperaba, entonces que los estudiantes de la escuela secundaria –jóvenes pertenecientes a una elite- adquirieran las competencias básicas en química analítica, para que algunos de ellos con relativamente poco entrenamiento, pudieran trabajar en laboratorios químicos.

Hacia fines del siglo XIX se desarrollaron teorías físico-químicas, tales como: electroquímica, equilibrio, cinética y química termodinámica, seguidas en el siglo XX por las teorías atómicas, las teorías sobre las uniones químicas y la cuántica. También se descubrieron, sintetizaron, desarrollaron o estudiaron nuevos compuestos y tipos de materiales, entre ellos: polímeros naturales y sintéticos. Irrumpieron nuevas técnicas experimentales, tales como la difracción de rayos X y distintas espectroscopías. En esa misma época, se desarrolló fuertemente la bioquímica, lo que abrió nuevos campos de conocimiento en ciencia y tecnología. De manera que la concepción de ciencia empezó a reevaluarse, ya que se hace relevante el significado que pone quien explora al mundo, pues este asigna significado a su experiencia y construye modelos que buscan explicar fragmentos de la realidad a partir de una interacción permanente con el objeto que se está estudiando. Así se llega a considerar que la verdad no está dada, que está en permanente construcción y re significación: los paradigmas, las teorías y los métodos de

comprensión de la realidad (natural o social) son aproximaciones que corresponden a determinados momentos histórico-culturales que se transforman con el desarrollo mismo de las sociedades (Addison, 1999).

El crecimiento exponencial de la Química durante los siglos XIX y XX se caracterizó por una fuerte correlación entre los avances científicos y tecnológicos y las demandas de la sociedad, a cuyos cambios contribuyó notablemente. Este período se caracterizó por tres importantes desarrollos:

- 1- Una explosión en la cantidad de conocimientos teóricos de química.
- 2- La química y tecnologías químicas aportaron soluciones a diferentes problemas en el ámbito humano, social y económico. Sin embargo, hacia fines del siglo XX se tomó conciencia de que muchas de esas soluciones tenían, a su vez, efectos indeseables a nivel ambiental.
- 3- La sociedad occidental tomó conciencia sobre la necesidad de educación para todos.

Así, la química que en 1863 se introdujo para la formación de una pequeña elite, ahora es una disciplina integrante de una educación general y básica (Galagovsky, 2005).

Tradicionalmente se han desarrollado contenidos de química, pero se ha descuidado la verdadera comprensión y relación entre los conocimientos; las explicaciones generan inconsistencias que hace que los temas sean difíciles de enseñar y entender. Acercar las experiencias científicas al entorno cotidiano de los estudiantes puede motivarlos al estudio de la química como ciencia (Campanario & Moya, 1999), varias instituciones internacionales han reconocido que nos encontramos inmersos en una era que corresponde a las transformaciones, consecuencia del dominio y las actividades humanas sobre la naturaleza, algunas de las cuales han generado emergencia planetaria (Vilches & Gil, 2011). Por tal razón se debe considerar que en el siglo XXI, una de las funciones de las ciencias es reorientar dichas acciones de manera que se aporte a la resolución de problemas que amenacen el futuro de la humanidad y de otras especies, contribuyendo de esta manera a la sostenibilidad del medio ambiente.

La reflexión da origen a lo que se denomina **Química Verde** o **Química sustentable** que evalúa aspectos en los que los conocimientos y hallazgos han contribuido al deterioro o pueden ser parte de la solución. Algunos de estos aspectos según Diamond (2006 citado en Vilches & Gil, 2011) son:

- la síntesis de sustancias peligrosas para el medio ambiente y los seres vivos como los contaminantes orgánicos persistentes,
- vertidos de sustancias tóxicas, a la atmósfera, al agua, a los suelos,
- creación de compuestos que destruyen la capa de ozono, generan la lluvia ácida, de las emisiones de dióxido de carbono y otros gases que están provocando el cambio climático, etc.

A pesar de las anteriores consideraciones, se reconoce que son también científicos quienes estudian los problemas a que se enfrenta hoy la humanidad, advierten de los riesgos y ponen a punto soluciones. Ellos comparten responsabilidad con empresarios, economistas, trabajadores, políticos y también con los consumidores de estos productos.

La química es una ciencia esencial para la comprensión, detección y solución de multitud de cuestiones relacionadas con los temas ambientales. Lo anterior implica que debe ocuparse de la aplicación de conocimientos propios al estudio de situaciones del medio. Es decir los que tienen lugar en él o en alguna de sus partes bien sea por causas naturales o porque tengan origen en procesos antropogénicos que pueden alterar su normal funcionamiento. Algunos de los problemas ambientales que se abordan desde la química verde son: la lluvia ácida, la contaminación atmosférica urbana, aguas servidas, el efecto invernadero, la destrucción de la capa de ozono, el cambio climático, entre muchos otros. Esta ciencia investiga los procesos químicos y las interacciones que tienen lugar en el medio ambiente global o en alguno de sus compartimientos: la atmósfera, la hidrosfera, la litosfera y la biosfera. También se ocupa del comportamiento de compuestos químicos contaminantes, tanto de origen natural como humano y del impacto ocasionado en los ecosistemas, permitiendo adoptar medidas preventivas, antes de que se generen daños a la “antropósfera” (Stanley. E, 2007).

La enseñanza de los contenidos de química puede ayudar a minimizar la generación de problemas y contribuir a resolver los ya existentes a través de cambios en los programas de la asignatura y nuevas metodologías de enseñanza-aprendizaje. Se trata de facilitar a los estudiantes las bases necesarias para futuros aprendizajes ambientales y contribuir a su formación como individuos que piensan en la sostenibilidad, con un alto grado de responsabilidad respecto a su actuación en el medio natural.

Los principios de la necesidad de un desarrollo sostenible tienen como norma que la química debe mantener y mejorar calidad de vida. En 1988 la Comisión Mundial del Medio Ambiente y del Desarrollo definió sostenibilidad o sustentabilidad como: Desarrollo que satisface las necesidades de la generación presente, sin comprometer la capacidad de las generaciones futuras para satisfacer sus propias necesidades. Este concepto se apoya en el estudio de los problemas, el análisis de sus causas y la adopción de medidas correctoras (Prado, 2003).

Vilches y Gil, resumen el objetivo principal de la enseñanza desde la química verde así: impulsar una *educación solidaria* que ayude a superar la tendencia actual, que sirva para orientar el comportamiento en función de intereses particulares a corto plazo, o de la simple costumbre y se contribuya a una correcta percepción del estado del mundo (Vilches & Gil, 2011). A su vez, concuerdan con varios autores en que la educación debe generar actitudes y comportamientos responsables además de preparar para la toma de decisiones fundamentadas y dirigidas a alcanzar un desarrollo cultural, plural y físicamente sostenible. Por lo tanto se precisa una educación que ayude a:

- Contemplar los problemas ambientales y del desarrollo en su globalidad, teniendo en cuenta sus repercusiones a corto, medio y largo plazo, tanto para una colectividad dada como para el conjunto de la humanidad y el planeta.

-
- Comprender que no es sostenible un éxito que exija el fracaso de otros.
 - Transformar, en definitiva, la interdependencia planetaria y la mundialización en un proyecto plural, democrático y solidario, que oriente la actividad personal y colectiva en una perspectiva sostenible, que respete y potencie la riqueza que representa tanto la diversidad biológica como la cultural y favorezca su disfrute.

En cuanto a las estrategias utilizadas para la enseñanza de los conceptos acidez, basicidad y neutralidad que se encuentran relacionados directamente con el concepto de pH, algunos aspectos sobresalientes son (Jiménez & otros, 2000):

- La indagación acerca de los preconceptos de: ácido, base, neutro, ha mostrado que los estudiantes establecen relaciones desde el saber cotidiano, asociando la definición de los términos en contextos diferentes al de las ciencias naturales. Esto implica que se requiere desarrollar experiencias que ilustren y a la vez ayuden a afianzar los conceptos llevando a un mejor término el aprendizaje.
- Se requiere utilizar diversas herramientas para mostrar y comparar las teorías ácido-base y los conceptos derivados de las mismas como por ejemplo: mapas conceptuales, cuestionarios, entrevistas, entre otros.
- Resulta muy útil analizar campañas de publicidad en donde se mencionen los conceptos y contrastar las ideas allí expuestas con las concepciones científicas, para corregir ideas vagas respecto a las características de las sustancias ácidas, básicas y neutras. Y también para indicar la relación que pueden tener entre ellas y el valor de pH, que manifiestan luego de que reaccionan (Van, 2005).

Se debe promover el uso adecuado del vocabulario científico para evitar, que se guarden en la memoria palabras o términos con connotaciones subjetivas de eficacia, que carecen de actividad funcional alguna, pues no se establece la relación entre los aspectos de orden macroscópico con los eventos microscópicos de donde se originan.

1.MARCO DIDÁCTICO

2.1. Opiniones sobre el uso de nuevas estrategias para la enseñanza de la química

La doctora Galagovsky, en su artículo “La Enseñanza de la química preuniversitaria: ¿Qué enseñar, cómo, cuánto y para quienes? (Galagovsky, 2005), afirma “los conocimientos científicos se han ofrecido de manera inapropiada, pues se han utilizado discursos verbales poco tecnificados, lo que ha generado poca motivación por parte de los estudiantes para continuar estudios científicos”. Por esta razón se ha generado la necesidad de probar nuevas estrategias de enseñanza. Una estrategia que se está desarrollando a nivel mundial para superar la crisis por la que atraviesa la enseñanza de las ciencias es el desarrollo de los contenidos de las áreas en contextos de Ciencia, Tecnología Sociedad y Medio Ambiente (CTSA). Es decir desarrollar conceptos abstractos de las ciencias apoyándose en situaciones de la vida cotidiana. Esta asociación permite al estudiante incrementar su motivación hacia la ciencia, desarrollar habilidades para interpretar el contexto y también le facilita liberarse de prejuicios y visiones negativas hacia las actividades de la química.

Las situaciones cotidianas reales permiten el planteamiento de situaciones problemáticas cercanas al contexto escolar, y esto facilita establecer la relación entre los contenidos de la química con dichas situaciones y también con la formulación de posibles soluciones a corto, mediano y largo plazo, que tengan como fin principal alcanzar el desarrollo sostenible del planeta según como lo indican los lineamientos curriculares de Ciencias Naturales y Educación Ambiental (MEN, 1998).

Se busca que durante el tiempo de trabajo en la situación planteada los estudiantes participen con actitud responsable y solidaria desde sus valores naturales, sociales y artísticos, haciendo uso de los recursos que ofrecen los campos científico, tecnológico, social y económico. Ser promotores de su propio aprendizaje, permite a los estudiantes acercarse con su trabajo al quehacer científico y también a la preparación individual y grupal para ser ciudadanos responsables frente a decisiones en diversos ámbitos: la biotecnología, ambientales, socio-científicas, etc. Esta forma de enseñar fortalece los

diferentes aspectos de la química, (Wobbe de Vos y colaboradores, 2002 citados en Galagovsky, 2005), así:

- Tecnológico: Entender la ciencia aplicada, dando relevancia a las actividades químicas. (Gardner, 1993 citado en Galagovsky, 2005)
- Artesanal: La artesanía juega un rol muy importante en la sociedad y es una manera de acercar a los estudiantes a la ciencia.
- Mágico: Enseñar con magia significa dejar a los estudiantes que pregunten y se maravillen bastante tiempo, antes de ofrecerles la explicación racional que, supuestamente, ellos deberían entender y aprender. Esta es una precondition para desarrollar la actitud crítica de un investigador.

Además, un aspecto fundamental en el proceso de enseñanza aprendizaje, es el currículo, el cual tiene como características de diseño la flexibilidad y la susceptibilidad a los cambios con el fin de satisfacer necesidades globales. Para que el currículo funcione, se deben tener en cuenta cualidades de los estudiantes como la atención y sus capacidades cognitivas, para facilitar el desarrollo de procesos de pensamiento y acción frente a problemáticas que les corresponden según su contexto real. De esta manera, resulta imprescindible incorporar la educación para la sostenibilidad en el proceso de formación de ciudadanos y ciudadanas, que comprendan y ejecuten acciones que contribuyan a un futuro sostenible en los diferentes ámbitos. Por esta razón se plantea el desarrollo de los contenidos desde lo macroscópico y orientarlo luego a lo microscópico (Carretero, 2005).

2.2. El aprendizaje basado en problemas (ABP) y el método de casos

2.2.1 Consideraciones generales acerca del ABP y el método de casos

El diseño de esta unidad didáctica, se hace desde el constructivismo; el cual se basa en la idea de dar al alumno herramientas que le permitan generar sus propios conocimientos y a la vez pueda resolver una situación problema, lo cual implica que sus ideas se modifiquen y siga aprendiendo. La construcción de nuevos saberes es un proceso, en donde se tienen en cuenta los conocimientos que tiene el alumno y se toman como base de partida. Al docente le corresponde ser un guía, para que los estudiantes logren el propósito, sin dejar de ser ellos mismos los principales responsables de su aprendizaje. Dentro de las funciones del docente están: programar los contenidos, el método y los objetivos del proceso para adquirir los conocimientos. La preparación requiere identificar características del contexto que faciliten el aprendizaje, incrementen la motivación y promuevan el trabajo individual y grupal.

La selección y sucesión de problemas deben orientar al estudiante para que *aprenda*, a partir de diversas fuentes, los contenidos que se estiman relevantes en una disciplina dada, durante el proceso el estudiante crea modelos mentales, descubre alternativas y

enfoques válidos que le sirven para avanzar en la solución del problema o para explorar posibilidades, además define aspectos relacionados con el aprendizaje autorregulado como por ejemplo: tiempos de investigación, profundidad, etc. A la vez, se pretende que mejore su propio rendimiento académico y su grado de motivación al descubrir la relación entre la teoría y la práctica. El problema puede incluir pequeños experimentos, conjuntos de observaciones, tareas de clasificación, etcétera, que hagan más relevantes los contenidos que se desarrollan en el área de ciencias (Vilches & Gil, 2011). Según la teoría constructivista existen diferencias para la adquisición de conocimientos que se pueden ubicar en rangos de edades, por ejemplo:

- De 5 a 10 años, la tendencia es a la realización de actividades “juegos” que permiten el uso de habilidades lingüísticas y cognitivas de manera informal.
- A partir de los 10 años, se comienza a perder el interés por el aprendizaje pero especialmente entre los 12 y 16 años esta tendencia es mucho más marcada debido a que los estudiantes tienen otros centros de interés y por otra parte la escuela ofrece contenidos más formales y menos relacionados con la vida cotidiana.

Teniendo en cuenta lo anterior, el constructivismo resalta que el individuo es el resultado de influencias: biológicas, sociales, afectivas, ambientales que actúan en él. Por esta razón, un aprendizaje significativo será aquel que tenga en cuenta el contexto cotidiano, es decir, aquel en el que realiza sus actividades diarias. El individuo logra crear esquemas internos que luego utiliza para enfrentar situaciones parecidas en la realidad. El constructivismo a través de sus principales expositores Piaget, Vigotski y Ausubel presenta tres formas de adquirir el conocimiento (citados en Carretero, 2005).

1. Actividad en solitario, es decir al margen del contexto social
2. Actividad donde el aprendizaje es favorecido por la interacción social entre individuos con diferente nivel de conocimiento, a través de la creación de conflictos cognitivos que generen cambios conceptuales
3. Actividad de posición extrema donde el individuo solo produce conocimientos en un contexto social. Es decir disminuye su capacidad individual para generar cambios en los esquemas.

Desde las anteriores concepciones, una forma desarrollar en los estudiantes actitudes científicas para observar su cotidianidad, es mediante el uso de estrategias de aprendizaje colaborativo, que fortalezcan la motivación mediante el acercamiento al entorno diario, a través del planteamiento de problemas que involucren temas científicos (Vilches & Gil, 2011). El aprendizaje colaborativo consiste en emplear métodos de trabajo grupal caracterizado por la interacción y el aporte de todos en la construcción del conocimiento. Permite el desarrollo de capacidades individuales y sociales porque cada miembro y todos se sienten mutuamente comprometidos con el aprendizaje de los demás, generando una interdependencia positiva que no implica competencia. En el grupo se comparte la autoridad, se acepta la responsabilidad y el punto de vista del otro, se acuerda la división del trabajo, las tareas a realizar y se construye en consenso con los demás. La colaboración se basa en compartir experiencias y conocimientos, además, requiere retroalimentación constante; Las tareas investigativas en el entorno escolar se desarrollan a partir de tres nociones fundamentales:

1. El alumno es el responsable de su aprendizaje
2. El alumno posee contenidos elaborados
3. El profesor es orientador y guía en la construcción del pensamiento.

Además el estudiante que participa en el proceso:

- Fortalece la comunicación: pues se hace uso adecuado de lenguaje relacionado con conceptos teóricos propios de la química para describir, plantear, y proponer posibles soluciones a situaciones reales y cercanas a su contexto y se da la oportunidad a los estudiantes de sobresalir, explorar y disfrutar de la ciencia en niveles totalmente nuevos.
- Desarrolla habilidades relacionadas con el trabajo científico en las que se requiere de objetividad, racionalidad y creatividad (Jiménez & otros, 2000), (Braun & all, 2006).

La ciencia, es ante todo un sistema inacabado en permanente construcción y destrucción. La construcción de cualquier conocimiento es un proceso de todos, es decir, que intervienen el alumno, el profesor y también los demás alumnos. Dentro del trabajo colaborativo, la finalidad del trabajo individual es mejorar la actitud hacia la ciencia y también la organización dentro de los grupos de trabajo, los cuales deben servir para desarrollar actitudes reflexivas y críticas en donde los integrantes se doten de elementos que les faciliten el proceso de aprendizaje y formas de autorregulación. El docente sirve como facilitador y guía del desarrollo académico, a la vez que refuerza el proceso constructivo del conocimiento (Casas & otros, 2009), (Orozco & otros, 2008).

Otro aspecto importante es el ambiente, el cual es un espacio que permite la interacción de diferentes sistemas de organización donde se desarrollan relaciones de dependencia e intercambios, los cuales son influidos por las prácticas culturales aprendidas en la familia, en la escuela y en el medio social. Esto invita a reflexionar sobre el papel del ser humano como promotor, mediador y facilitador de la sostenibilidad ecológica, social y cultural. El estudio de casos desde la mirada de la química verde o ambiental (Jiménez & otros, 2000), (Braun & all, 2006), acerca al estudiante a la relación existente entre los conceptos propios de la ciencia y los fenómenos observables en el entorno, de manera que hace una aplicación directa de los conocimientos y los proyecta a obtener resultados en procesos que impliquen un impacto ambiental como por ejemplo:

- Minimización de residuos; especialmente aquellos que resultan poco benignos para el medio ambiente.
- Uso adecuado de los recursos renovables: la energía, uso del agua, etc.
- Planteamiento de Estrategias de reciclaje.
- Identificación de sustancias peligrosas y comprensión del impacto producido por productos químicos en el medio ambiente.

En los lineamientos del área de ciencias (MEN, 1998) se contemplan como objetivos de la educación ambiental que deben alcanzar tanto las personas como los grupos sociales, los siguientes:

- **Concientización:** tener conciencia y sensibilizarse con el ambiente total y sus problemas conexos.
- **Conocimiento:** tener una serie de experiencias y apropiarse de un conocimiento básico del ambiente y sus problemas asociados.
- **Valores, actitudes y comportamientos:** construir un conjunto de valores y preocupaciones por el ambiente y motivar a la participación activa en el mejoramiento y protección del mismo.
- **Competencia:** desarrollar las competencias necesarias para identificar, anticipar y resolver problemas ambientales.
- **Participación:** Dar la oportunidad para implicarse activamente en todas las actividades encaminadas a solucionar problemas ambientales.

De acuerdo con los estándares básicos de competencias en Ciencias Naturales (MEN, 2004) trazados por el Ministerio de Educación Nacional, la formación escolar debe contribuir a la consolidación de ciudadanos con capacidad de asombro, observación y análisis ante lo que sucede a su alrededor y de su propio ser. Para ello formula preguntas, busca explicaciones y recoge información, la cual utiliza en los debates con otros para buscar soluciones a problemas determinados, correspondientes a fenómenos naturales. Este proceso hace parte de la actividad científica, la cual consiste en la búsqueda permanente y rigurosa de explicaciones y comprensiones alternativas que conducen a un conocimiento más sólido, complejo y profundo de aquello que está siendo objeto de estudio.

Por esta razón, la formación en ciencias debe posibilitar la construcción de nuevos significados, en espacios de diálogo permanente, donde los estudiantes realicen análisis críticos del contexto en el que se desarrollan las investigaciones, así como de sus procedimientos y resultados. Las estrategias utilizadas deben permitir a los y las estudiantes constatar un mismo hecho, fenómeno, acontecimiento, de diferentes maneras que pueden ser diferentes o complementarias y dar herramientas para enfrentar problemas similares. Es importante partir de los conocimientos previos que tienen los y las estudiantes para generar procesos de aprendizaje con sentido y significado; ya que los conocimientos de la sociedad cobran sentido cuando se utilizan en la resolución de problemas de la vida cotidiana.

La enseñanza de las ciencias debe perseguir las siguientes metas de formación:

- Favorecer el desarrollo del pensamiento científico
- Desarrollar la capacidad de seguir aprendiendo
- Desarrollar la capacidad de valorar críticamente la ciencia
- Aportar a la formación de hombres y mujeres miembros activos de una sociedad.

Las competencias que se fortalecen corresponden a los procesos de pensamiento y acción, al conocimiento científico básico y también el fortalecimiento de valores; con el fin que el estudiante desarrolle conciencia ética respecto a la relación con el ambiente, la calidad de vida y la formación para el trabajo durante el proceso formativo. Garret (1988, citado en MEN 1998), hace referencia a la creatividad como la capacidad para enfrentar problemas, la que a su vez depende de la utilidad y originalidad involucradas. También se hace alusión a la importancia de conocer las teorías para poder plantear situaciones, hacer preguntas, mostrar fenómenos o realizar cualquier otra actividad que ponga en

crisis o desequilibrio (por insuficiencia o incongruencia) las teorías y modelos de los estudiantes. Es importante indicar que los problemas difieren de los ejercicios, ya que estos últimos solo requieren de aplicar algo ya conocido (se tiene un modelo de solución), en cambio, el problema requiere de operaciones formales: análisis, comparación, planteamiento de hipótesis y varias posibilidades de solución. En el cuadro 2-1, se muestra los tipos de problema más frecuentes que se pueden presentar o generar en el aula durante los procesos de enseñanza y aprendizaje.

Cuadro 2-1: Problemas frecuentes que se presentan en el aula de clase durante los procesos de enseñanza y aprendizaje

Tipo de problema	Descripción
Cognitivo	Imposibilidad que experimenta un individuo de prever, desde su forma de concebir lo real, algo que sucede en lo real.
a. Por insuficiencia	Causa asombro
b. Por incongruencia	Genera desconcierto
Tipo de problema	Descripción
Espontáneo	Desequilibrio por la acción
Inducido	El profesor genera el estado de desequilibrio mediante una pregunta, mostrando un fenómeno inesperado, generando contradicción
Empírico	Generado cuando se está haciendo una observación
Teórico experimental	Cuando surge para entender nuevos procesos
a. Experimentos mentales	a. Cuando no son experimentos reales
Teórico	El que surge cuando se hacen análisis lógico-matemáticos de teorías científicas

Teniendo en cuenta esta información, las actividades planteadas para abordar el tema de pH, buscan reivindicar la imagen de ciencia que tienen los estudiantes, generando ambientes que faciliten el trabajo colaborativo, en donde se puedan abordar los problemas desde la teoría y la práctica y como consecuencia se llegue a reflexiones y críticas que muestren un lado positivo alrededor del concepto, es decir, que no se asocie solo a aspectos negativos de las reacciones químicas.

Asociar los problemas con el contexto medioambiental, permite al estudiante descubrir la utilidad de la química en la comprensión de los procesos ambientales, identificar el impacto, determinar medidas preventivas y la generar actitudes reflexivas en pro de la conservación del medio ambiente. Por su parte la programación y desarrollo de prácticas de laboratorio, crea la necesidad de generar criterios de rigurosidad claros para la labor experimental como: comprender contenidos, establecer relaciones conceptuales, planificar actividades, evidenciar la interacción entre teoría y práctica. Al estudiante le pueden servir para entrenarse y adquirir dominio en el manejo instrumental, en la precisión y en la exactitud de los resultados obtenidos y también para contrastar sus hipótesis (Casas & otros, 2009).

Con las actividades de la unidad didáctica se busca ayudar a que el estudiante genere actitudes científicas y de aprendizaje significativo, en cuanto a la asimilación del conocimiento científico, ya que se facilita la interiorización de los conceptos y se motiva al estudiante para que desarrolle la capacidad creativa y otras habilidades alrededor de procedimientos científicos, mediante el uso de materiales e implementos cotidianos.

2.2.2 Aspectos sobresalientes para aplicar ABP y el método de casos

Los aspectos que se nombran a continuación, están basados en la descripción de la metodología del aprendizaje basado en problemas y el método de casos, tomando como referencia los siguientes documentos: Manual de aprendizaje basado en problemas (Universidad de los Andes, 2011), Método de casos (Moust J. et all, 2001) y El aprendizaje basado en problemas y el método de casos (Díaz, 2005).

La metodología del aprendizaje basado en problemas y el método de casos, promueve que los estudiantes construyan su aprendizaje, a partir del análisis y discusión de experiencias y situaciones de la vida real. El principal objetivo de la metodología es utilizar los problemas para identificar metas de aprendizaje, las cuales pueden ser alcanzadas de manera individual o grupal, e implica la toma de decisiones creativas.

- **¿Qué es un caso o problema?**

Un problema o caso es una relación escrita que describe una situación ocurrida en la vida de una persona, familia grupo, etc. Está conformado por un conjunto de eventos o fenómenos que se encuentran más o menos interrelacionados. Para el diseño del problema, se debe tener en cuenta el nivel de conocimientos previos del grupo de estudiantes, para lo cual puede recurrir a herramientas académicas, teorías o leyes que puedan dar explicación a lo que está pasando; con el fin de estimular la investigación y el aprendizaje.

- **¿Qué roles cumplen los estudiantes y el profesor?**

En el cuadro 2-2, se resumen los roles que le corresponden al profesor y al estudiante cuando se utiliza el ABP.

Cuadro 2-2: Roles del profesor y estudiante en el ABP

Profesor	Estudiante
<ul style="list-style-type: none"> • Modela, entrena, apoya, se retira. • Invita a pensar. • Supervisa el aprendizaje • Prueba y desafía el pensamiento de los estudiantes. • Mantiene a los estudiantes involucrados. • Supervisa y ajusta el nivel de dificultad del reto. • Maneja la dinámica del grupo • Mantiene el proceso en movimiento 	<p>El solucionador activo del problema debe ser:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Participante activo • Comprometido y responsable • Constructor de significado • Colaborador • Inquisitivo • Autorregulado

▪ **¿Cómo se trabaja en el ABP y el método de casos?**

Los estudiantes conforman grupos para analizar situaciones problemáticas reales, comparar y contrastar sus posibles soluciones con las de otros, a la vez que se entrena en trabajo colaborativo y toma decisiones en grupo. Antes de iniciar se necesita que el grupo de estudiantes sepa que va a trabajar con la metodología de estudio de casos. También establecer las reglas del juego y el proceso de evaluación. En este sistema la participación es obligatoria pero se debe plantear que todos deben participar, que es importante y que esta se irá incrementando durante el proceso. Este proceso se hace a través de un ciclo de aprendizaje que incluye:

- a. preparación individual
- b. la discusión en pequeños grupos
- c. la discusión en plenaria y la reflexión individual.

Se requiere conformar grupos de trabajo, procurando que entre sus miembros se establezca y mantenga buen ambiente, de manera tal que todos se sientan cómodos en una atmósfera de confianza y respeto entre ellos para colaborar y aprender juntos. En los grupos se promueve la estrategia del trabajo de **P.A.R.E.S.** que significa: **Participación:** implica sensibilidad y respeto por el punto de vista de cada quien. **Apertura:** los miembros están dispuestos a admitir sus deficiencias, a compartir sus ideas, a compartir sus sentimientos acerca del grupo o cualquiera de sus miembros y permitir que el grupo se beneficie de su conocimiento y experiencia. **Riesgo:** dado que los miembros del grupo deben definir términos y conceptos, plantear ideas, analizar posiciones y argumentarlas, deben ponerse a prueba para ser aceptado o rechazado. Se desarrolla confianza, ya que la dinámica P.B.L. se centra alrededor de los estudiantes y es dirigido por ellos. **Experiencia:** es la clave del aprendizaje, permite razonar de manera individual por medio del problema que el ambiente provee dentro de un marco de

aprendizaje significativo, por ello requiere que cada miembro del grupo se involucre tanto a nivel individual como grupal. **Sensibilidad:** cada miembro debe ser sensible a las necesidades y sentimientos de los demás miembros del grupo, con espíritu de colaboración y comunitario.

▪ **¿En dónde y con que se trabaja?**

Se requiere contar con recursos como:

Espacio. Aula de clases, biblioteca, otros.

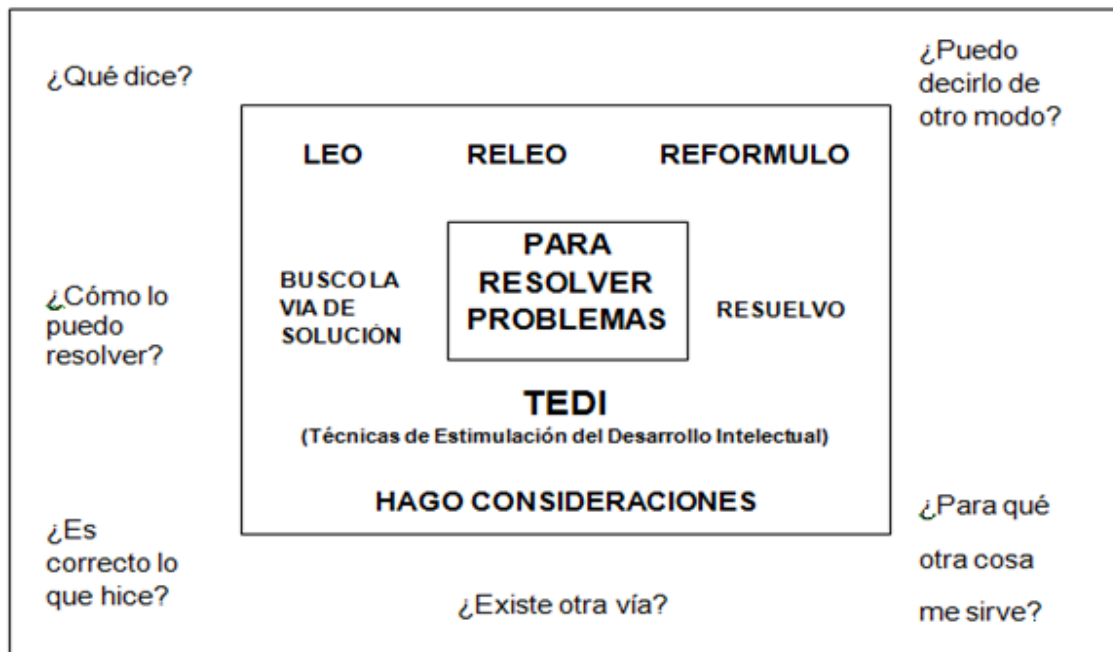
Biblioteca: suscripción a revistas especializadas, bancos de información física o en línea; libros, revistas, etc.

Tecnológicos: Equipos de computo, plataforma tecnológica, y otros recursos en línea que permitan llevar a cabo las actividades diseñadas para abordar el caso.

▪ **¿Cuáles etapas conforman el trabajo?**

Campistrous y Rizo, indican que existe un procedimiento generalizado para la solución de problemas; para empezar, se debe tener en cuenta que el desarrollo de cualquier actividad implica tres fases: **Orientación, Ejecución y control**. Según Polya y Werner Jungk y Labarrere (citados en el texto), la solución de problemas comprende varias etapas, las cuales deben servir al estudiante para pasar de ser objeto de enseñanza a ser sujeto del aprendizaje. A partir de esto plantean un modelo guía para organizar los pasos que debe seguir un estudiante para resolver problemas, sugieren que se insista en que los interiorice y los fije. Una forma en la que el docente puede actuar es fijando un cartel con el esquema de la figura 2-1, el cual muestra el modelo resumido. (Figura 1-1) (Campistraus & Rizo, 1996).

Figura 2-1: Esquema del modelo guía para resolver problemas.



Tomado de: Aprender a Resolver problemas aritméticos. (Campistraus & Rizo, 1996).

El documento Manual para el Aprendizaje Basado en Problemas (Universidad de los Andes, 2011), presenta las principales etapas del proceso de aprendizaje en ABP y se resumen en el cuadro 2-3.

Cuadro 2-3: Etapas o fases del proceso de aprendizaje en ABP

Fase	Característica	Recursos
Primera	<p>Se nombra un moderador y un secretario, el primero lee el problema y el otro consigna la información en el tablero.</p> <ul style="list-style-type: none"> Se clarifican términos y conceptos con el fin de que todo el grupo maneje la misma información Al final se debe evaluar el esfuerzo y se hacen recomendaciones para mejorar el desempeño del grupo. 	<p>Se promueve la lluvia de ideas y luego en el tablero dividido en tres partes se consigna:</p> <ol style="list-style-type: none"> Esquema del problema. Lo que se sabe para abordar el problema (conocimientos previos). Lo que se necesita para comprender el problema. Ayuda a definir las <u>metas de aprendizaje</u>. <p>Se debe definir en esta fase la <u>estrategia de investigación</u>: textos, búsqueda en páginas web, consultas a profesores, visita a entidades, etc.</p>
Segunda	<p>Estudio independiente, que se refiere a cualquier actividad que se realice por fuera de la reunión del grupo.</p>	<p>Se usan aquellos recursos que se definieron para la estrategia de investigación</p>
Tercera	<p>Reunión del grupo, para que los estudiantes discutan de nuevo su conocimiento, lo sintetizen y evalúen. En esta fase:</p> <ul style="list-style-type: none"> Se aclaran términos y conceptos vagos. Se define más claramente el problema. Se inventarían y organizan las opiniones Se profundiza los principales puntos Se sacan conclusiones acerca de los aprendizajes alcanzados por el grupo Se plantean posibles soluciones al problema. Por último se hace otra autoevaluación del grupo, basado en el alcance de objetivos Se programan nuevos periodos de estudio independiente y otras reuniones de grupo para trabajar el mismo problema. 	<p>En esta fase se pone en común la información y se hace una discusión general. Para lo cual se puede contar con:</p> <ul style="list-style-type: none"> Diccionarios. Textos Información de páginas web Otros que puedan ayudar a desarrollar las actividades programadas para esta fase. <p>Es importante hacer una buena distribución espacial de los integrantes del grupo, de manera que se pueda establecer contacto visual.</p>

▪ ¿Cómo se evalúa?

La evaluación busca determinar el logro respecto a los objetivos trazados. Esto permite dar una nota mayor a aquel estudiante que a pesar de tener notas bajas al inicio, muestra evolución en su proceso de aprendizaje; mientras que al estudiante que se estancó en el proceso se le promediaran las notas parciales obtenidas a lo largo del curso. Antes de la evaluación se pueden hacer actividades como:

- Resúmenes
- Reportes
- Mapas conceptuales

Los métodos pueden ser alternativos, esto incluye.

- Exámenes escritos
- Evaluación del tutor
- Presentaciones orales
- Reportes escritos

El profesor elabora un formato para registrar la evaluación a lo largo del proceso: donde se valore la preparación, organización y contribución de cada estudiante al proceso del grupo pequeño. Al mismo tiempo los estudiantes se retroalimentan entre sí y con el tutor. Es decir se aplican las tres estrategias de evaluación: Autoevaluación, Heteroevaluación y Coevaluación.

Algunos tópicos de evaluación a tener en cuenta son:

- Evaluación crítica: el estudiante clarifica, define y analiza el problema. Crea y examina hipótesis e identifica metas de aprendizaje.
- Aprendizaje auto dirigido: utiliza fuentes relevantes, aplica conocimiento previo a los problemas; demuestra iniciativa y curiosidad. Es organizado y prepara las sesiones de grupo.
- Participación en grupo: participa constructivamente y contribuye al proceso del grupo. Demuestra compromiso y responsabilidad en el proceso grupal, Da y recibe retroalimentación constructiva, Contribuye a la armonía del grupo.
- Actitudes Humanísticas y Habilidades: Es consciente de sus fortalezas y limitaciones. Integra los diferentes aspectos de cada problema. Escucha y es tolerante con los argumentos y las dificultades de otros.
- Un aspecto importante para evaluar el desempeño incluye la asistencia a las sesiones.

Posterior a la discusión del caso se recomienda hacer:

- Reportes
- Conclusiones grupales
- Conclusiones individuales

2.2.3 Estructura de las unidades didácticas

Existen diferentes modelos para el planteamiento de las unidades didácticas. Sin embargo para este documento se hará referencia a dos que coinciden en varios puntos.

La estructura que se presenta para la unidad didáctica es (Montoya & otros, 2009):

1. **Introducción**
2. **Justificación:** en esta parte se presenta el por qué de la adecuación al alumnado al que se le presentan los temas de la unidad y la importancia de tratar dichos contenidos.
3. **Objetivos:** se definen los elementos esenciales que los estudiantes han de asimilar
4. **Contenidos:** Corresponde a los conceptos, procedimientos, y actitudes de forma conjunta que incluyen las actividades.

En cuanto a las actividades para desarrollar en la unidad, se hace una comparación de la información encontrada en los artículos de Montoya (Montoya & otros, 2009) y Campanario (Campanario & Moya, 1999) (Ver cuadro 2-4). Se puede concluir, que existen varias coincidencias, pero lo que la diferencia se encuentra en la especificidad de la descripción. Y observar que tal como lo indica Campanario, algunas de las actividades tienen una marcada orientación metacognitiva. Es importante resaltar que en los lineamientos se hace referencia a la evaluación como la actividad que constituye un momento más para el desarrollo del conocimiento, en el que la crítica del error, nos permite avanzar hacia una etapa de conocimientos más elaborada. (MEN, 1998)

Cuadro 2-4: Actividades de la unidad didáctica, según Montoya & otros, 2009 y Campanario & Moya, 1999

MONTOKA	CAMPANARIO
<p>a. De carácter previo: podrían llamarse de motivación son aquellas que se hacen para detectar el bagaje de conocimientos que tienen los alumnos antes de comenzar aprendizajes nuevos.</p> <p>b. De desarrollo. Se trabajan todos y cada uno de los contenidos establecidos previamente. Se abordan de forma globalizada y significativa para el alumnado.</p> <p>c. De refuerzo. Tienen como finalidad la adaptación a la diversidad</p> <p>d. De ampliación. actividades complementarias para aquellos</p>	<p>a. De carácter previo: teniendo en cuenta lo que el alumno ya sabe, la especial naturaleza de las disciplinas científicas, la organización social de la enseñanza, las características sociales y cognitivas de los alumnos, sus concepciones epistemológicas y destrezas meta cognitivas, las relaciones psicosociales en el aula, los factores motivacionales, los recursos y medios disponibles, etcétera. (Campanario) Estas actividades tienen como objetivo comparar el conocimiento adquirido por las experiencias empíricas con el científico y detectar errores conceptuales.</p> <p>Se puede para alcanzar la meta cognición seguir el esquema: Predecir</p>

<p>alumnos con alta capacidad intelectual o aquellos que muestren un alto interés.</p> <p>e. De síntesis – resumen. Se refiere a las actividades con las que se concluye la unidad didáctica. Son una síntesis de todo lo trabajado a lo largo de la misma.</p> <p>f. De evaluación. Todas las actividades son evaluables, pero para finalizar la U. D. se proponen algunas actividades concretas con diversos contenidos específicos que facilitan la evaluación final.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Criterios de evaluación. En concordancia con los objetivos trazados, los criterios de evaluación buscarán el nivel de consecución de los mismos. • Tratamiento transversal de la educación en valores. Hace referencia a hábitos, valores, actitudes que todos los alumnos deben adquirir para llegar a ser personas responsables, críticas y respetuosas con su entorno. • Competencias básicas. según Zabala y Arnau, (2007, citados en Montoya y otros 2009) son las capacidades que deben estar desarrolladas por el alumnado al terminar la enseñanza obligatoria, • Atención a la diversidad. Se basa en la observación de los diferentes ritmos de aprendizaje. 	<p>– Explicar – Observar.</p> <p>b. De síntesis: que den lugar a la elaboración de productos, como esquemas, memorias, mapas conceptuales etcétera y que permitan concebir nuevos problemas. Esto se hace con el fin de desarrollar la capacidad investigadora de los alumnos.</p> <p>Gil, (citado en Campanario y Moya 1999) ha realizado una descripción de las partes que conforman la unidad didáctica:</p> <ul style="list-style-type: none"> • De iniciación: sensibilización del tema, explicitación de las ideas que posean los alumnos, etcétera • De desarrollo: introducción de conceptos científicos, manejo reiterado de dichos conceptos, detección de errores, emisión y fundamentación de hipótesis, conexión entre partes distintas de la asignatura, elaboración de diseños experimentales, etcétera. • De acabado: elaboración de síntesis, esquemas, mapas conceptuales, evaluación del aprendizaje, etcétera.
--	--

3. MARCO DISCIPLINAR

El marco disciplinar de este trabajo, se desarrolla en la unidad didáctica, la cual se anexa a continuación.

4. Recomendaciones

El diseño de las actividades de la unidad didáctica, teniendo en cuenta la metodología de Aprendizaje Basado en Problemas y El método de Casos, es una posibilidad de integrar aspectos del contexto al proceso de formación que se desarrolla en la institución y permite a los estudiantes reconocer necesidades y posibilidades de mejoramiento de la calidad de vida y actuar con responsabilidad, para impactar de manera adecuada en pro de la conservación y sostenibilidad de los recursos del entorno ambiental. La revisión de los aspectos disciplinares y pedagógicos favorece el refuerzo de conocimientos relacionados con el concepto de pH, al mismo tiempo permite tomar nota de nuevas necesidades que surjan para un grupo específico.

Para el desarrollo de las actividades de la guía que conforman la unidad didáctica se requiere compromiso, tiempo y dedicación tanto del docente como de los estudiantes; por esta razón es importante antes de empezar tener en cuenta los siguientes aspectos:

- Identificar las necesidades que presenta el proceso de enseñanza que se orienta desde la asignatura de química.
- Hacer un reconocimiento de las características, necesidades y posibilidades de la población, en aspectos relacionados con el contexto social, económico, de formación entre otros.
- Verificar de los recursos humanos y materiales con los que cuenta la institución y que pueden ser usados para el desarrollo de la propuesta.

El diseño de la unidad didáctica basada en el tema pH, es un modelo que puede aplicarse al desarrollo de otros temas que se abordan desde la asignatura de química; las actividades propuestas, son susceptibles de modificación y/o actualización con el fin de: a). introducir, desarrollar o reforzar conceptos y aspectos directamente relacionados con la ciencia que tienen aplicación y pueden verificarse en el entorno ambiental inmediato. b). permitir a estudiantes de formación básica el desarrollo de actividades y el planteamiento de propuestas o proyectos escolares que permitan alcanzar los objetivos de la unidad.

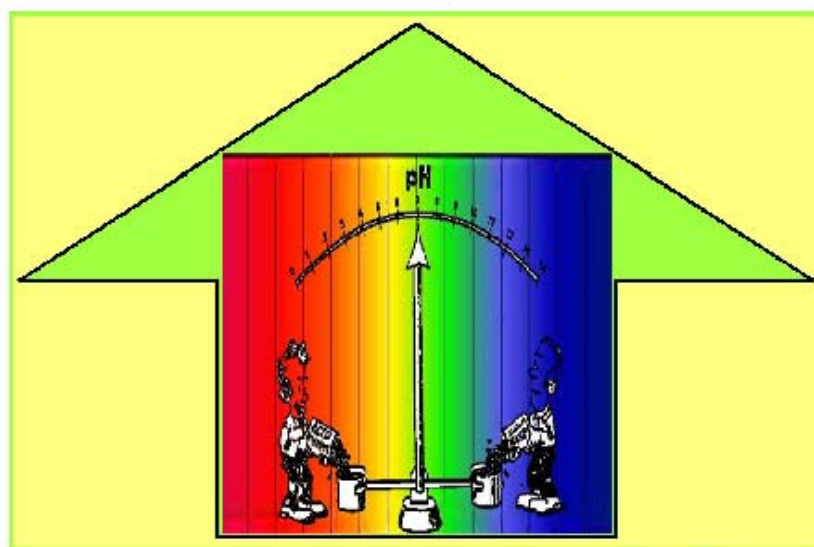
A Anexo: UNIDAD DIDÁCTICA PARA PROMOVER CONCIENCIA AMBIENTAL EN ESTUDIANTES DE EDUCACIÓN MEDIA, ABORDANDO EL TEMA pH.

El anexo se encuentra en archivo adjunto a este trabajo en formato pdf.



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

UNIDAD DIDÁCTICA PARA PROMOVER CONCIENCIA AMBIENTAL EN ESTUDIANTES DE EDUCACIÓN MEDIA, ABORDANDO EL TEMA pH.



Autora: LIA MARIORY CHACÓN CASTAÑEDA.
Lic. en Química.

Directora: LILIAM A. PALOMEQUE F.
Química, M.Sc., D.Sc.
Docente Departamento de Química

Facultad de Ciencias
Maestría en Enseñanza
de las Ciencias Exactas
y Naturales

Bogotá, Colombia
2013

Bibliografía

Addison, A. (1999). Do pH in Your Head. *Journal of Chemical Education* • Vol. 76 No. 7 July 1999 • *JChemEd.chem.wisc.edu* p. 936-938. , 936-938.

Braun, & all. (2006). Completing Our Education Green Chemistry in the curriculum. *Journal of Chemical Education* vol 83.8 August , www.JCE.DivCHED.org.

Burns, R. (1996). Ácidos y Bases. En R. Burns, *Fundamentos de química. 2ª edición* (págs. 471-510). Mexico: Editorial Prentice Hall Hispanoamericana.

Burns, R. (1996). Velocidades de reacción y equilibrio químico. En R. Burns, *Fundamentos de química. 2ª edición* (págs. 441-470). México: Editorial Prentice Hall Hispanoamericana.

Campanario, & Moya. (1999). ¿Cómo Enseñar Ciencias? Principales Tendencias Y Propuestas. Grupo de Investigación en Aprendizaje de las Ciencias. *Enseñanza de las Ciencias: Investigación Didáctica*, 17 (2) , 179-192.

Campistraus, & Rizo. (1996). *Aprender a resolver problemas aritméticos*. Ciudad de la Habana- Cuba: Editorial Pueblo y Educación.

Carretero, M. (2005). Constructivismo y Educación. Capítulo 1. ¿Qué es el constructivismo? *Editorial Progreso, S.A de C.V. Mexico. 1ª reimpresión julio de 2005* , 19-37.

Casas, & otros. (2009). Elaboración De Papel Indicador A Base De Extractos Naturales: Una Alternativa Fundamentada En Experiencias De Laboratorio Para El Aprendizaje Del Concepto De Ph. *Rev. Eureka Enseñ. Divul. Cien.*, 2009, 9(2) , 302-314.

Chang, R. (2010). Equilibrio Químico . En R. Chang, *Química*. (págs. 616-648). México: Editorial McGraw-Hill Companies.

Chang, R. (2010). Ácidos y Bases . En R. Chang, *Química* (págs. 660-710). México: Editorial McGraw-Hill Companies.

-
- Chang, R. (2010). Equilibrios ácido- base y equilibrios de solubilidad. En R. Chang, *Química 10° edición* (págs. 712-767). Mexico: McGrawHill Company.
- Chaparro, & otros. (2006). Representaciones Epistémico cognitivas del concepto ácido-base. *IIEC* , 60-68.
- Corredor, E. (2011). Manual De Funcionamiento Y Mantenimiento Del Medidor De pH. *Universidad Nacional de Colombia Sede Amazonas. 3 de marzo de 2011.* , http://www.imani.unal.edu.co/Portal/ADJUNTOS/20110607_221817_A65.pdf.
- Degremont. (1979). *Manual Técnico Del Agua. 4ª Edición*. Bilbao: Artes gráficas Grijelmo, S.A. .
- Díaz, B. (2005). El aprendizaje basado en problemas y el método de casos. En F. Díaz B, *Enseñanza situada: Vínculo entre la escuela y la vida*. (págs. 1-33). Mexico: McGrawHill. [http://centros.educacion.navarra.es/caps/infantil/attachments/article/15/El_aprendizaje_basado_en_problemas_y_el_metodo_de_casos\[1\].pdf](http://centros.educacion.navarra.es/caps/infantil/attachments/article/15/El_aprendizaje_basado_en_problemas_y_el_metodo_de_casos[1].pdf).
- Fernández, C. (2003). Procesos Geoquímicos Que Determinan La Calidad De Agua. *CYTED XVII. El agua en Iberoamérica. Aportes para la integración entre los organismos de gestión y centros de gestión* , 24- 30. en http://rele.fcien.edu.uy/pdf/el_agua_en_iberamericana.pdf.
- Fernández, P. (2012). Equilibrio ácido- base. *Universidad de Castilla - La Mancha* , 1-57 Disponible: <http://www.uclm.es/profesorado/pablofernandez/QG-05-equilibrio%20acido%20base.htm>.
- Galagovsky, L. R. (2005). La Enseñanza De La Química Pre-Universitaria: ¿Qué Enseñar, Cómo, Cuánto, Para Quiénes? *Química Viva. Revista, número 1, año 4, mayo 2005.* , 8-22 .
- Galindo, & otros. (2013). Equilibrio químico de ácido – base en soluciones acuosas. *Universidad de Córdoba* , 1-14 Disponible en: <http://benjamin.p-ortillo.com/QA1/U3%20EQUILIBRIO%20ACIDO%20BASE/U3%20EQUILIBRIO%20ACIDO%20BASE.pdf>.
- García, & otros. (1985). *Hacia la Química 3ª edición*. Colombia: Temis.
- Hanna Chile. (29 de septiembre de 2004). Conceptos de pH. *Hanna Instruments* , págs. <http://www.hannachile.com/noticias-articulos-y-consejos/articulos/item/198-1>-, 11. Conceptos de pH.
- Health Totem. (2013). pH en el cuerpo humano: La importancia del equilibrio del pH. <http://www.healthtotem.com/sp/refensal/ph.html> , visto el 11 de nov. de 2013.

Heurema. (2012). Indicadores químicos Acido- Base I. *Heurema* , Recuperado el 16 de diciembre de 2012 en <http://www.heurema.com/QG/QG7/INDICADORESAB1.pdf>.

Human touch of chemistry. (2012). Famous Scientists - Soren Sorensen introduces the pH scale. *Human touch of chemistry.com* , 1 y 2. Recuperado el 20 de diciembre de 2012 en <http://www.humantouchofchemistry.com/soren-sorensen-introduces-the-ph-scale.htm>.

INEM Francisco de Paula Santander. (2010). *P.E.I. Colegio INEM Francisco de Paula Santander 2008- 2010*. Bogotá: Saron Editores.

Jimenez, & De Manuel. (2002). La neutralizacion acido- base a debate. *Enseñanza de las ciencias* , 451-464.

Jiménez, & otros. (2000). La Utilización Del Concepto De pH En La Publicidad Y su Relación con Las Ideas Que Manejan Los Alumnos: Aplicaciones En El Aula. *Enseñanza de las ciencias*, 18 (3), , 451-461.

Leicester, H. (1967). *Panorama histórico de la química*. España, Primera edición española.: Editorial alambra, S. A.

Logaritmos . (2013). *Mismates. Cognifit* , http://www.sanrod.org/matematicas/index.php?option=com_content&view=article&id=417:logaritmos&catid=86&Itemid=575&showall=1&limitstart=.

Martín, A. (2013). Introducción al equilibrio ácido base. Disponible en <http://www.acienciasgalilei.com/alum/qui/acido-base.pdf>. *acienciasgalilei*. , 1-24.

McCarty, & Vitz. (2006). pH Paradoxes: Demonstrating That It Is Not True That $\text{pH} \equiv -\log[\text{H}^+]$. *Journal of Chemical Education* • Vol. 83 No. 5 May , 752-757.

MEN. (2004). Estándares Básicos de Competencias en Ciencias Sociales y Ciencias Naturales La formación en ciencias: ¡El desafío! *Estándares Básicos de Competencias en Ciencias Sociales y Ciencias Naturales La formación en ciencias: ¡El desafío!* , 96-147.

MEN. (1998). Serie de lineamientos curriculares Ciencias Naturales y Educación Ambiental. *Serie de lineamientos curriculares Ciencias Naturales y Educación Ambiental* Santa Fe de Bogotá, D.C., 7 de junio , 113 p.

Montoya, & otros. (2009). La unidad didactica en infantil, primaria y secundaria. Aproximaciones a su desarrollo. *ENSAYOS, Revista de la Facultad de Educación de Albacete*, Nº 24, (24), 47-67.

Moust J. et all. (2001). Problem-based Learning: A student guide. *Tecnologico de Monterrey -Técnicas didacticas* , sitios.itesm.mx/va/diie/tecnicasdidacticas/5.1.htm.

Myers, R. (2009). One-Hundred Years of pH. *Journal of Chemical Education* Vol. 87 No. 1 January 2010 , 30-32.

-
- Norby, J. (2000). The origin and the meaning of the little p in pH. *Reflection TIBS25, january* , 36 y 37.
- Orozco, & otros. (2008). Aula y laboratorio de química: una propuesta de actuación para la enseñanza de la química sostenible. *Real Sociedad Española de Química. An. Químico. 104(1)* , 38-41.
- Orrego, A. (2006). Gerencia Ambiental Guía didáctica y módulo. *Fundacion Universitaria Luis Amigo Facultad de Administración y Economía. Colombia* , 18- 19 y 37- 41.
- Partington, J. (1945). *Indicadores quimicos acido-base*. Buenos Aires: Espasa- Calpe.
- Pearson, R. (1963). Hard and Soft Acids and Bases. *J. Am. Chem. Soc. 85 (22)* , 3533–3539.
- Phillips, & otros. (1999). *Química Conceptos y aplicaciones*. Mexico: McGrawHill Interamericana Editores S.A de C.V.
- Prado, A. (2003). Química Verde, Os Desafios Da Química Do Novo Milênio. *Quim. Nova, Vol. 26, No. 5* , 738-744.
- Project WET Foundation. (2011). Indicadores de la calidad del agua. http://www.worldwatermonitoringday.org/uploadedFiles/Content/Resources/Water_Quality_Indicators_5.15.2012.pdf , 1-16.
- Rodgers.S. (1995). *Química inorgánica*. España: McgrawHill.
- Rosenberg, J. (1982). *Teoría y problemas de química general. Serie de compendios Shawn 6° edición*. Mexico: McGraw- Hill de Mexico S.A.
- Sorando. (2013). Logaritmos. *Catedu* , http://catedu.es/matematicas_mundo/HISTORIA/historia_logaritmos.htm.
- Stanley. E, M. (2007). Introducción a la química ambiental. (Traducción de Ivette Mora Leyva). *Editorial Reverté* , 3.
- Taton, R. (1988). *Historia General de las ciencias*. Barcelona: Orbis.
- Universidad de los Andes. (2011). *Aprendizaje para el Aprendizaje Basado en problemas (P.B.L)*. Bogotá: Universidad de los Andes, Facultad de derecho. Programa Socrates- Formación de docentes.
- Universidad Nacional de Colombia. (2013). Fundamentos sobre química ambiental. El agua. 2-35, disponible en http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/sedes/manizalez/4090020/files/pdf/cap_1+.pdf.

Van, A. (2005). An Approach Towards Teaching Green Chemistry Fundamentals. *Journal of Chemical Education* • Vol. 82 No.11 November , www.JCE.DivCHED.org.

Vila, P. (2003). Caracterización De Ecosistemas Acuáticos. Interacciones Sedimento - Agua. *CYTED-XVII El Agua en Iberoamérica. Aportes para la integración entre los organismos de gestión y los centros de investigación* , 17-22
http://rele.fcien.edu.uy/pdf/el_agua_en_iberoamerica.pdf.

Vilches, & Gil. (2011). Papel de la Química y su enseñanza en la construcción de un futuro sostenible. *Educ. quím., publicado en línea el 19 de enero de 2011*© Universidad Nacional Autónoma de México, ISSN 1870-8404 , 2-15.